

طبعة ابتدائية 1437هـ


بسم الله الرحمن الرحيم

بسم الله الرحمن الرحيم

الحمدُ للهِ معزّ الإسلام بنصره، ومُذلّ الشركِ بقهره، ومصرّف الأمور بأمره، ومستدرجِ الكافرين بمكره، الذي قدّر الأيام دولاً بعدله، وجعل العاقبةَ للمتقينَ بفضلِه، والصلاةُ والسلام على من أعلى اللهُ منارَ الإسلام بسيفِه.

أما بعد:

فإنه بفضل الله تعالى، وحسن توفيقه تدخل الدولة الإسلامية اليوم عهداً جديداً، وذلك من خلال وضعها اللبنة الأولى في صرح التعليم الإسلامي القائم على منهج الكتاب، وعلى هدي النبوّة وبفهم السلف الصالح والرعيل الأول لها، وبرؤيةٍ صافية لا شرقيّة ولا غربيّة، ولكن قرآنية نبوية بعيداً عن الأهواء والأباطيل وأضاليل دُعاة الاشتراكية الشرقيّة، أو الرأسمالية الغربيّة، أو سماسرة الأحزاب والمناهج المنحرفة في شتّى أصقاع الأرض، وبعدما تركت هذه الوافدات الكفرية وتلك الانحرافات البدعية أثرها الواضح في أبناء الأمة الإسلامية، نهضت دولة الخلافة -بتوفيق الله تعالى- بأعباء ردّهم إلى جادّة التوحيد الزاكية ورحبة الإسلام الواسعة تحت راية الخلافة الراشدة ودوحتها الوارفة بعدما اجتالتهم الشياطين عنها إلى وهدات الجاهلية وشعابها المهلكة.

وهي اليوم إذ تُقدم على هذه الخطوة من خلال منهجها الجديد والذي لم تدخر وسعاً في اتّباع خطى السلف الصالح في إعداده، حرصاً منها على أن يأتي موافقاً للكتاب والسنة مستمداً مادته منهما لا يحيد عنهما ولا يعدل بهما، في زمن كثُرَ فيه تحريف المنحرفين، وتزييف المبطلين، وجفاء المعطلين، وغلوا الغالين.

ولقد كانت كتابة هذه المناهج خطوة على الطريق ولبنة من لبنات بناء صرح الخلافة وهذا الذي كُتِب هو جهد المُقِل فإن أصبنا فمن الله وإن اخطأنا فمنا ومن الشيطان والله ورسوله منه بريء ونحن نقبل نصيحة وتسديد كل محِب وكما قال الشاعِر:

وإن تجد عيباً فسُدَّ الخللا   قد جلَّ من لا عيب فيه وعلا

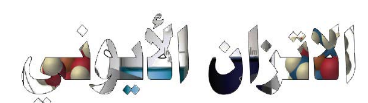
(وآخر دعوانا أن الحمد لله ربِّ العالمين)

المحتوى

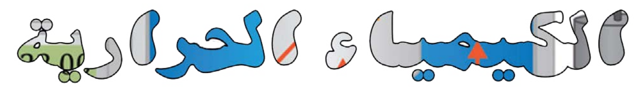
الوحدة الأولى



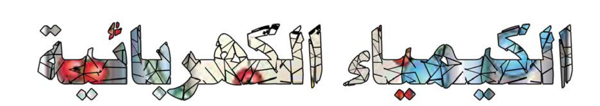
الوحدة الثانية



الوحدة الثالثة



الوحدة الرابعة





مقدمة

كتابُ الكيمياء للصَّفِّ الثاني العلميّ – والذي هو بين أيدينا – كسابقهِ من الكتبِ اشتمل فصلهُ الدراسيُّ الأوَّلُ على أربعِ وحدات تضمَّنَت الأوُلى والثانية منها على كلٍّ من التوازن الكيميائي والاتزان الأيونيَ بعيداً عن التعقيد والإطالة، أمَّا الوحدة الثالثة فقد تناولَت الكيمياء الحراريةَ بكافةِ مفرداتِها، بينما تطرَّقنا في الوحدة الرابعة الى دراسة الكيمياء الكهربائيِّة.

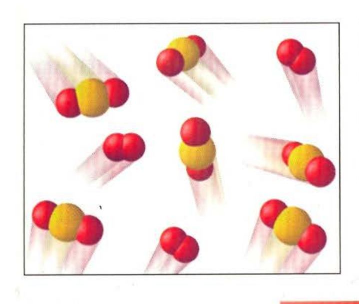
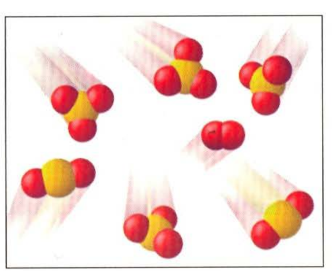
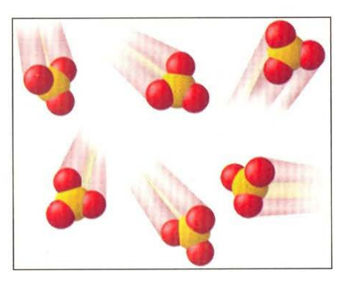
كما احتوى الكتاب على الأنشطةِ التدريبيةِ والأشكالِ التوضيحيَّة، فضلاً عن كتابة الأهداف التعليميَّة لكلِّ وحدة والأهدافِ السلوكيَّة لكلِّ درس، آملينِ أَن يكونَ هذا الكتاب بإسلوبهِ الجديد منهجاً تعليميَّاً وتربويَّاً لبناء جيلٍ من شبابِ الأُمَّةِ المسلم قادراً علىٍ أَن يجعلَ من علمِ الكيمياء وغيره من العلوم حِصنَاً مَنيعَاً لدولة الخلافة.

وختاماً لا بُدَّ لنا أن نقولِ جزى اللهُ خيراً كلَّ مَن ساهمَ في إعدادِ هذا الكتاب سائلينَ اللهَ عزَّ وجلَّ أن يتقبَّلَ منَّا هذا العمل.



الوحدة الأولى

التوازن الكيميائي

عند التوازن

-التفاعل الكيميائي وأنواعه حسب اتجاه التفاعل.
-التفاعلات الانعكاسية وحالة الاتزان.
-حالة الاتزان و قانون فعل الكتلة وثابت الاتزان.
-العلاقة بين ثابت الاتزان وطريقة كتابة معادلة التفاعل.
-حساب ثابت الاتزان.
-العلاقة بين (ك م) و (ك ض).
-حاصل التفاعل وتطبيقاته.
-قاعدة لي شاتليه والعوامل المؤثّرة في التوازن الكيميائي.
-أسئلة الوحدة.

الأهداف التعليمية:

1-التعريف بمفهوم التفاعلات الكيميائية وأنواعها حسب اتجاه التفاعل.
2-إكساب مفهومي التفاعلات الانعكاسية وحالة الاتزان.
3-توضيح قانون فعل الكتلة وتطبيقه على حالة الاتزان.
4-تفسير العلاقة بين ثابت الاتزان وطريقة كتابة معادلة التفاعل.
5-التعرّف على كيفية حساب ثابت الاتزان.
6-تحليل العلاقة بين (ك م) و (ك ض).
7-توضيح أهمية حاصل التفاعل وتطبيقاته.
8-التعرف بقاعدة لي شاتليه والعوامل المؤثّرة في التوازن الكيميائي.

الدرس الأول
التفاعل الكيميائي وأنواعه حسب اتجاه التفاعل



تدبَّر وفقَّك اللهُ كيف خلق الله سبحانه وتعالى هذا الخلق العظيم وسيّره وفق أنظمة وقوانين ثابتة محكمة، وجعل فيه توازنا عجيباً مبنياً على تحوّلات وتغيّرات مقدّرة بتقدير العزيز العليم الذي أحسن كلّ شي خلقه، وجزء من هذه التغيّرات هو التفاعل الكيميائي الذي يمكن تعريفه على أنّهُ عملية تتحوّل فيها مادة واحدة أو أكثر إلى مواد جديدة تختلف صفاتها عن المادة أو المواد المتفاعلة في البداية.

الأهداف

1- أن يتدبر عظمة الله عز وجل في خلق الكون وفق نظام متزن.
2- أن يعرّف التفاعلات الكيميائية، التفاعلات غير الانعكاسية، التفاعلات الانعكاسية.
3- أن يقسم التفاعلات الكيميائية حسب الاتجاه.

يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائيّة بحسب الاتجاه إلى:

1- التفاعلات غير الانعكاسية (التامة):

وهي التفاعلات الكيميائية التي يتمّ فيها (عند ظروف معينة) استهلاك تام لأحد المواد المتفاعلة أو جميعها ولا يكون للمواد الناتجة عند ظروف التفاعل نفسها القدرة على أن تتفاعل لتكوين المواد التي تكوّنت منها، ويُؤشّر ذلك بسهم بإتجاه واحد فقط ($\longrightarrow$) كتفاعل احتراق وقود السيارات احتراقاً تاماً لينتج غاز ثنائي أوكسيد الكاربون وبخار الماء، وهذا التفاعل غير انعكاسي، إذ لا يمكن إعادة تكوين البنزين من عكس التفاعل مرّة أخرى من ثنائي أوكسيد الكاربون والماء الناتجين.

ومثال آخر عن التفاعل التامّ إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى حامض الهيدركلوريك إذ يتكوّن ملح كلوريد الصوديوم وماء.

$$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

2- التفاعلات الانعكاسية (غير تامّة): وهي التفاعلات الكيميائية التي يتمّ فيها تحوّل المواد المتفاعلة إلى نواتج في بداية التفاعل، ويكون للمواد الناتجة المقدرة على أن تتفاعل مع بعضها لتكوّين المواد التي تكونت منها مرّة أخرى، ويؤشر ذلك بسهمين متعاكسين ($\rightleftharpoons$)، إذ لا تُستهلك فيها المواد المتفاعلة كليّاً وذلك لأنّ المواد الناتجة تبدأ بتكوين المواد المتفاعلة، ويستمر هذا الوضع مهما طال وقت التفاعل، ولا يتمّ استهلاك المواد المتفاعلة تماماً كما في التفاعلات التامة.

مثال ذلك: تفاعل حامض الخليك مع كحول الأثيل وتكوين خّلات الأثيل والماء.

$$CH_3COOH + CH_3CH_2OH \rightleftharpoons CH_3COOCH_3 + H_2O$$

ومن أمثلة التفاعلات الانعكاسية التي تتضمّن تغيّراً فيزيائياً و كيميائياً :

أ. تحلل خماسي كلوريد الفسفور (تغيّر كيمائي).

$$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_{3\,(g)} + Cl_{2\,(g)}$$

ب. تبخّر الماء (تغيّر فيزيائي).

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$$

نشاط

1. البحث عن تغيّرات كيميائية وفيزيائية أخرى تجري في حياتنا اليومية.
2. إعطاء أمثلة أخرى على التفاعلات غير الانعكاسية وفق معادلات موزونة.

الدرس الثاني
التفاعلات الانعكاسية وحالة الاتزان

عدد الحصص 1

الأهداف

1- أن يوضح مفهوم حالة الاتزان وشروط حدوثها.
2- أن يصنف التفاعلات الانعكاسية.
3- أن يعطي أمثلة لتفاعلات انعكاسية متجانسة و غير متجانسة.

إنّ التفاعلات الانعكاسيّة كما مرَّ سابقاً تجري باتجاهين متعاكسين، فمثلاً عند تفاعل غاز الهيدروجين مع بخار اليود لتكوين يوديد الهيدروجين فإنّه وفي بداية التفاعل يكون التفاعل الأمامي سريعاً باتجاه تكوين (HI)، وبمرور الوقت يقل تركيز المواد المتفاعلة وتقل سرعة التفاعل الامامي.

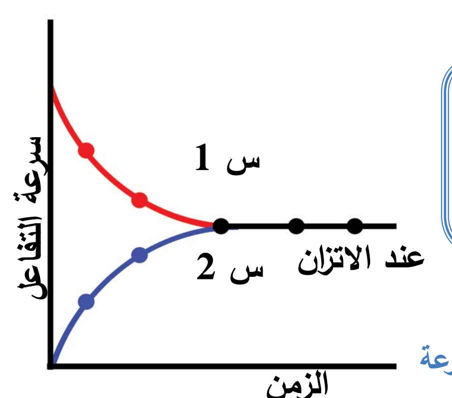
$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$$

أما تركيز (HI) فيزداد ويبدأ بالتحلّل لتكوين H_2 , I_2 وكلّما زاد تركيز (HI) بمرور الوقت تزاد سرعة التفاعل العكسي ويستمر كلا التفاعلين بالاتجاه الأمامي والخلفي حتى يصل التفاعل إلى حالة تتساوى عندها سرعتي التفاعل الأمامي والعكسي ويصل النظام إلى حالة لا تتغيّر فيها تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة طالما بقى النظام مغلقاً وبعيدا عن المؤثرات الخارجية، وتظهر وكإنها قد توقفت لكنها في الحقيقة لا تزال مستمرة وتجرى في كلا الاتجاهين، لأن حالة الاتزان الكيمائي هي حالة اتزان ديناميكي (حركي) وليست حالة اتزان استاتيكي (ساكن) أي أن التفاعل مستمر وبكلا الاتجاهين الأمامي والخلفي بالمقدار والسرعة ذاتها. بعبارة أخرى لهذا التفاعل يكون معدل سرعة التكوين مساوي لمعدل سرعة التفكك وتكون تراكيز المواد الناتجة والمتفاعلة عند حالة الاتزان ثابتة ودون تغيّر ما لم يحدث أي تغيّر في الظروف التى يتمّ عندها التفاعل.

التوازن الكيميائي
سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل العكسي

انتبه

(شروط حدوث الاتزان)
1- أن يتمّ التفاعل في إناء مغلق تماماً.
2- لا يتمّ اضافة أو أخذ أيّ مادة من وسط التفاعل.
3- منع حدوث أيّ تغيّر في درجة الحرارة والضغط.



الشكل (1-1)
حالة الاتزان لتفاعل مزيج غازي يبين التفكك والتكوين وسرعة الوصول إلى حالة الاتزان

أنواع التفاعلات الانعكاسية:

أ. التفاعلات الانعكاسية المتجأنسة:

هي التفاعلات التي تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة جميعها في طور واحد. مثل تفاعل غاز النيتروجين والهيدروجين لتكوين غاز الأمونيا.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

ب. التفاعلات الانعكاسية غير المتجانسة:

وهي التفاعلات التي تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة في أطوار مختلفة، مثل تفكك كاربونات الكالسيوم.

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

وتفاعل غاز الأوكسجين مع غاز الأمونيا.

$$4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2N_{2(g)} + 6H_2O_{(l)}$$

نشاط

1- وضح أسباب توقف بعض التفاعلات تماماً في حين تظهر الأُخرى كانّها متوقفة.
2- بيّن بالرسم حالة الاتزان لتفاعل ما، ثمّ بيّن التفكّك والتكوين وسرعة الوصول إلى حالة الاتزان.

الدرس الثالث
حالة الاتزان وقانون فعل الكتلة وثابت الاتزان



الأهداف

1- أن يعرّف (قانون فعل الكتلة، ثابت الاتزان ، ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية (ك$_م$).
2- أن يشتق قانون ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية (ك$_م$).
3- أن يعرّف ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزيئية (ك$_ض$).
4- أن يكتب قانون ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزيئية (ك$_ض$).

هناك علاقة تربط بين سرعة التفاعل الكيميائي وتراكيز المواد المتفاعلة في حالة الاتزان، وتسمّى **قانون فعل الكتلة**، والذي ينص على أنّه (عند ثبوت درجة الحرارة فإنَّ سرعة التفاعل الكيميائي في خليط التوازن وفي أيّ إتجاه كانت تتناسب طردياً مع التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة كلاً منها مرفوعاً إلى أسٍّ يمثل عدد المولات الموضوعة أمام كلّ مادة في المعادلة الكيميائية الموزونة)،

ويمكن تطبيق قانون فعل الكتلة في حالة الاتزان على تفاعل عام كالآتي:

$$aA + bB \underset{س_2}{\overset{س_1}{\rightleftharpoons}} cC + dD$$

حيث أنّ (B,A) هي مواد متفاعلة و (D,C) هي مواد ناتجة،
وأنّ (d,c,b,a) تمثّل عدد المولات التي تشارك فيها المواد في المعادلة الموزونة.

لنحصل على العلاقات الآتية:

$س_1 = ث_1 \ [A]^a [B]^b$ ......1 التفاعل الأمامي (من اليسار إلى اليمين)

$س_2 = ث_2 \ [C]^c [D]^d$ ......2 التفاعل الخلفي (من اليمين إلى اليسار)

وأنّ قيم ث$_1$ ، ث$_2$ تعتمد على درجة الحرارة وطبيعة المواد المتفاعلة.
وعند الوصول إلى حالة التوازن (س$_1$ = س$_2$) ومعنى ذلك:

$$ث_2 [C]^c [D]^d = ث_1 [A]^a [B]^b$$

وبترتيب العلاقة أعلاه نحصل على :

$$\frac{ث_1}{ث_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

حيث أنّ ث$_1$, ث$_2$ مقدارأن ثابتان، فبالإمكان التعويض عنهما بكمية ثابتة

$$ك = \frac{ث_1}{ث_2}$$ فيدعى ثابت الاتزان

$$ك = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

ويعرف ثابت الاتزان (ك) بأنّه النسبة بين ثابت سرعة التفاعل الأمامي (الطردي) ث1 وثابت سرعة التفاعل العكسي ث2. وعندما تكون المواد المشتركة في التفاعل والناتجة منه معبر عنها بالتركيز المولاري فإنَّ ثابت الاتزان (ك) بدلالة التراكيز المولارية يرمز له (كم) ويعرف بأنّه حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد الناتجة عند حالة الاتزان مقسوماً على حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة عند الاتزان كذلك، كلٌّ منه مرفوعاً لأُس مساوٍ لعدد مولاتها في المعادلة الكيميائية الموزونة، وهي قيمة ثابتة عند ثبوت درجة الحرارة.

$$ك_م = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

هل تعلم

هناك تفاعلات تنتهي في وقت قصير جداً مثل تفاعل نترات الفضة مع كلوريد الصوديوم. وهناك تفاعلات بطيئة نسبياً مثل تفاعل الزيوت مع الصودا الكاوية وهناك تفاعلات تتطلب حدوثها شهوراً مثل صدأ الحديد.

أمّا عندما تكون المواد المشتركة في التفاعل والناتجة منه في حالتها الغازية فيكون من السهولة قياس ضغوطها الجزئية أكثر من تراكيزها المولارية، لذا يكون من المناسب التعبير عن تراكيز الغاز بدلالة الضغط الجزئي، لذا فإنّ ثابت الاتزان (ك) بدلالة الضغوط الجزئية ويرمز لهُ (كض) يعرف بأنّه حاصل ضرب الضغوط الجزئية للمواد الناتجة عند الاتزان مرفوعاً إلى أس يمثل عدد مولاتها في المعادلة الموزونة مقسوماً على حاصل ضرب الضغوط الجزئية للمواد المتفاعلة عند الاتزان مرفوعاً إلى أس يمثل عدد مولاتها في المعادلة الموزونة، وهي قيمة ثابتة عند ثبوت درجة الحرارة.

$$ك_ض = \frac{[ض_C]^c [ض_D]^d}{[ض_A]^a [ض_B]^b}$$

هل تعلم

إنَّ ثابت الاتزان يتأثر بتغيّر درجة الحرارة وله أهمية في توجيه التفاعل المتّزن نحو زيادة المنتوج، أي له أهمية اقتصادية وله أهمية في خفض الاتزان للتفاعلات الكيميائية التي تحصل في النظام البيئي كظاهرة الاحتباس الحراري بسبب زيادة تركيز غاز ثنائي أوكسيد الكاربون في الغلاف الخارجي.

انتبه

في التفاعلات غير المتجانسة والتي تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة من أطوار مختلفة يعوّض عن كل من المواد الصلبة والسائلة النقيّة في علاقة ثابت الاتزان بواحد، لأنّ تركيز المواد الصلبة والسائلة النقية يبقى ثابتاً مهما تغيّرت كمياتها، حتى وإن تغيّر الحجم فالنسبة بين كمية هذه المواد إلى الحجم تبقى ثابتة.

مثال (1-1)

عبّر عن ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية (ك م) للتفاعلات الآتية:

1- $NH_3(g) + H_2S(g) \rightleftharpoons NH_4HS(s)$

ك م = $\frac{1}{[NH_3]^1[H_2S]^1}$

2- $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

ك م = $\frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1[H_2]^3}$

3- $NiO(s) + CO(g) \rightleftharpoons Ni(s) + CO_2(g)$

ك م = $\frac{[CO_2]^1}{[CO]^1}$

مثال (2-1)

عبّر عن ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزيئية (ك ض) للتفاعلات الآتية :

1- $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$

ك ض = $\frac{(ض_{CO_2})^1}{1} = (ض_{CO_2})^1$

2- $2NO_2(g) + 7H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + 4H_2O(l)$

ك ض = $\frac{(ض_{NH_3})^2}{(ض_{NO_2})^2(ض_{H_2})^7}$

3- $2Hg(l) + O_2(g) \rightleftharpoons 2HgO(s)$

ك ض = $\frac{1}{(ض_{O_2})^1}$

نشاط

اكتب ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية وبدلالة الضغوط الجزئية للتفاعلين الآتيين:

1. $2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g)$
2. $C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g)$

الدرس الرابع
العلاقة بين ثابت الآتزان و طريقة كتابة معادلة التفاعل

عدد الحصص 1

الأهداف

أن يفسر العلاقة بين ثابت الاتـزان وطريقـة كتابـة معادلـة التفاعل.

إنّ علاقة ثابت الاتزان في تفاعل ما تتبع للصيغة التي تكتب بها المعادلة الكيميائية الموزونة وسنذكر هنا ثلاث قواعد وهي:

1- إذا عكس اتجاه تفاعل ما فإنّ ثابت الاتزان الجديد يساوي مقلوب ثابت الاتزان الأول فعلى سبيل المثال التفاعل المتزن الآتي:

$$A + B \rightleftharpoons 2C$$

$$ك_م = \frac{[C]^2}{[A]^1[B]^1}$$ وعلى فرض أن ك م = 9

وعند عكس هذا التفاعل

(1) $$2C \rightleftharpoons A + B$$

فأن ثابت الاتزان يعبر عنه كالآتي: $$ك_{م1} = \frac{[A]^1[B]^1}{[C]^2} = \frac{1}{9}$$

2- إذا ضربت معادلة تفاعل ما في معامل معين (رقم مثلاً) فإنّ ثابت الاتزان الجديد يساوي قيمة ثابت الاتزان الأول مرفوعاً إلى أس يساوي ذلك المعامل ويمكن توضيحه على النحو الآتي:

ولنأخذ المثال السابق نفسه $$ك_م = \frac{[C]^2}{[A]^1[B]^1} = 9 \qquad A + B \rightleftharpoons 2C$$

فإذا ضرب التفاعل بـ (1/2) تصبح المعادلة:

(2) $$1/2\,A + 1/2\,B \rightleftharpoons C$$

$$ك_{م2} = \frac{[C]^1}{[A]^{1/2}\,[B]^{1/2}}$$

وعليه تكون قيمة ثابت الاتزان $$ك_{م2} = (9)^{1/2} = \sqrt{9} = 3$$

3- إذا ضرب التفاعل الأول بالعدد (2) تصبح المعادلة:

(3) $$2A + 2B \rightleftharpoons 4C$$

$$ك_{م3} = \frac{[C]^4}{[A]^2[B]^2}$$

وعليه تكون قيمة ثابت الاتزان:

$$ك_{م3} = (ك_{م1})^2 = (9)^2 = 81$$

مثال (3-1)

وجد أنّ قيمة ثابت التوازن للتفاعل أدناه تساوي (49) عند درجة حرارة معينةَ. احسب قيمة ك م للتفاعلات الآتية عند الدرجة الحرارية نفسها: $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$

1- $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$

2- $AB \rightleftharpoons 1/2A_2 + 1/2 B_2$

3- $1/2 A_2 + 1/2 B_2 \rightleftharpoons AB$

الحل

ثابت الاتزان للمعادلة الأولى ك م $= \frac{[A_2][B_2]}{[AB]^2} = \frac{1}{49}$

ثابت الاتزان للمعادلة الثانية ك م $= \frac{[A_2]^{\frac{1}{2}}[B_2]^{\frac{1}{2}}}{[AB]} = \sqrt{\frac{1}{49}} = \frac{1}{7}$

ثابت الاتزان للمعادلة الثالثة ك م $= \frac{[AB]}{[A_2]^{\frac{1}{2}}[B_2]^{\frac{1}{2}}} = \sqrt{49} = 7$

مثال (4-1)

وجد أنّ قيمة ثابت التوازن للتفاعل $H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$ تساوي (25)

احسب ك م للتفاعل الآتي: $HCl \rightleftharpoons 1/2 H_2 + 1/2 Cl_2$

الحل

الخطوة الأولى تعكس المعادلة الأولى $2HCl \rightleftharpoons H_2 + Cl_2$

ك م2 $= \frac{1}{25}$

الخطوة الثانية تقسم المعادلة على 2 لينتج: $HCl \rightleftharpoons 1/2H_2 + 1/2Cl_2$

ك م3 $= \sqrt{\frac{1}{25}} = \frac{1}{5}$

نشاط

إذا علمت أن قيمة ك م التفاعل الغازي تساوي (4) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

احسب ك م للتفاعل الآتي: $1/2 N_2 + 2/3 H_2 \rightleftharpoons NH_3$

الدرس الخامس
حساب ثابت الاتزان



الأهداف

1- أن يعدد طرق حساب ثابت الاتزان .
2- أن يحسب قيمة ثابت الاتزان ($ك_م$) بدلالة تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة (حالة اتزان).
3- أن يحسب قيمة ثابت الاتزان ($ك_ض$) بدلالة الضغوط الجزيئية الابتدائية للمواد المتفاعلة.

يمكن حساب قيمة ثابت الاتزان ($ك_م$ أو $ك_ض$) من معرفة تراكيز أو ضغوط المواد المتفاعلة والناتجة عند وصول التفاعل إلى حالة الاتزان في درجة حرارة ثابتة، وأن قيمة ($ك_م$) للتفاعل ثابتة مهما اختلفت كمية المتفاعلات والنواتج في إناء التفاعل.



(5-1)

التفاعل الآتي: $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ إذا علمت أنّ تراكيز $[H_2]$،$[I_2]$ يساوي 2 مولاري وتركيز $[HI]$ يساوي 4 مولاري عند حالة الاتزان، جد قيمة ثابت الاتزان ؟

الحل

نلاحظ أن التراكيز المولارية للمواد عند الاتزان $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$

$2HI$	H_2	I_2
4	2	2

$$ك_م = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{[4]^2}{[2][2]} = \frac{16}{4} = 4$$

ولإيجاد تراكيز أو ضغوط المواد الناتجة عند وصول التفاعل حالة الاتزان عندما تكون قيمة ثابت الاتزان والتراكيز أو الضغوط الجزيئية الابتدائية للمواد المتفاعلة معلومة نتبع الخطوات الآتية:

1- أن نكتب تراكيز المواد المشتركة في التفاعل قبل بدء التفاعل.
2- نكتب التغيّر الحاصل على التراكيز والضغوط الجزيئية في التفاعل إذا كان التفاعل بالاتجاه الأمامي، فإن المواد المتفاعلة تنقص بمقدار (س) مضروبة بعدد مولاتها من المعادلة الكيميائية الموزونة، والمواد الناتجة يزداد تركيزها بمقدار (س) مضروب بعدد مولاتها من المعادلة الكيميائية الموزونة. أما إذا كان التفاعل بالاتجاه العكسي (الخلفي) فإن المواد المتفاعلة تزداد بمقدار (س) مضروبة بعدد مولاتها من المعادلة الكيميائية الموزونة والمواد الناتجة تنقص كذلك بمقدار (س) مضروبة بعدد مولاتها من المعادلة الكيميائية الموزونة.
3- نكتب التراكيز عند وصول التفاعل إلى حالة الاتزان .

مثال (6-1)

في التفاعل الآتي $2AB \rightleftharpoons A_2 + B_2$ خلط مول واحد من A_2 مع مول واحد من B_2 في وعاء حجمه (2 لتر) وبدرجة (430 م°) وعند وصول التفاعل إلى حالة الاتزان ، وجد أن ثابت الاتزان ك م يساوي (0.25)، احسب التراكيز المولارية للمواد التي تمثل حالة الاتزان.

الحل

نحسب التراكيز المولارية   المولارية = عدد المولات / الحجم باللتر

$[A_2] = [B_2] = \frac{1}{2} = 0.5$ مول / لتر

أمّا المادة AB نستنتج من السؤال أنّ التركيز المولاري لها يساوي: صفر

	$2AB$	$\rightleftharpoons$ B_2	+ A_2
التراكيز الابتدائية (مولاري)	0	0.5	0.5
التغيّر في التركيز	+2س	− س	− س
التراكيز عند الاتزان	(2س)	(0.5 − س)	(0.5 − س)

ك م = $\frac{[AB]^2}{[A_2][B_2]}$

$0.25 = \frac{(2س)^2}{(0.5 - س)(0.5 - س)}$

$0.25 = \frac{(2س)^2}{(0.5 - س)^2}$ وبأخذ الجذر التربيعي للطرفين

$0.5 = \frac{(2س)}{(0.5 - س)}$

ص

2 س = 0.5 (0.5 − س)

2 س = 0.25 − 0.5 س

2.5 س = 0.25

س = 0.1 مولاري

$[A_2] = [B_2] = 0.5 - 0.1 = 0.4$ مول/ لتر

$[2AB] = 2 \times 0.1 = 0.2$ مولاري

كما يمكن إيجاد قيمة ثابت الاتزان عندما تعطى التراكيز أو الضغوط الجزئية للمواد المتفاعلة ومن ثم يعطى عند حالة الاتزان تركيزاً أو ضغطاً جزئياً لأحد المواد المتفاعلة أو الناتجة.

مثال (7-1)

وُضِعَ مولٌ واحدٌ من PCl_5 في وعاء حجمه (لتر واحد) وفي درجة حرارة معينة، وعند وصول التفاعل الآتي حالة الاتزان. $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$
وُجِدَ أنَّ الوعاء يحتوي على (0.2 مول) من PCl_5، احسب قيمة ثابت الاتزان ك م.

الحل

نلاحظ أن التركيز الابتدائي للمادة المتفاعلة PCl_5 معطى في السؤال وكذلك تركيز المادة المتبقي منها عند الاتزان .

∵ الحجم يساوي 1 لتر
∴ المولارية = عدد المولات

	$PCl_{5(g)}$	$\rightleftharpoons$ $PCl_{3(g)}$	+ $Cl_{2(g)}$
تراكيز ابتدائية (المولاري)	1	0	0
التغيّر في التركيز	− س	+ س	+ س
التركيز عند الاتزان (المتبقي)	(1 − س)	(س)	(س)

لإيجاد قيمة س عند الاتزان (المتبقي من PCl_5 يساوي 0.2)

1 − س = 0.2

س= 1 − 0.2

س= 0.8

$[PCl_3] = [Cl_2] = 0.8$ مولاري

$[PCl_5] = 0.2$ مولاري

ك م = $\frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{(0.8)(0.8)}{(0.2)} = \frac{0.64}{0.2}$

ك م = 3.2

مثال (8-1)

التفاعل الغازي الآتي: $2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$ في وعاء مغلق حجمه (لتر واحد) وجد أن الضغط الابتدائي لغاز SO_3 يساوي (3 جو)، وعند بلوغ التفاعل حالة الاتزان عند درجة حرارية معينة وجد أنّ الضغط الكلي للخليط المتوازن (4) جو، احسب كض عند الاتزان ؟

الحل

	$2SO_3$	$\rightleftharpoons$	$2SO_2$	+	O_2
الضغط ابتدائية (جو)	3		0		0
التغيّر بالضغط	− 2 س		+ 2 س		+ س
الضغط عند الاتزان	(3 − 2 س)		(2 س)		(س)

بحسب قانون دالتون للضغوط الجزئية.

ض الكلي = ض SO_3 + ض SO_2 + ض O_2

4 = (3 − 2 س) + 2 س + س

4 = 3 + س

س = 1 جو

ض SO_3 = 3 − 2 س = 3 − 2 × 1 = 1 جو

ض SO_2 = 2 س = 2 × 1 = 2 جو

ض O_2 = س = 1 جو

$$\text{ك ض} = \frac{(\text{ض}\ O_2)\ (\text{ض}\ SO_2)^2}{(\text{ض}\ SO_3)^2} = \frac{(1)\ (2)^2}{(1)^2} = 4$$

نشاط

1- أُدخلَ مولاً واحداً من غاز الفوسجين $COCl_2$ في إناء حجمه (لتر واحد)، بدرجة حرارة معينة وعند الوصول إلى حالة التوازن للتفاعل $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$ وجد أن عدد مولات $COCl_2$ في الإناء تساوي (0.8 مول)، احسب قيمة ك م.

2- التفاعل الغازي $2C \rightleftharpoons A + 2B$ وضعت مولات مختلفة من A , B في إناء حجمة (لتر واحد) وعند وصول التفاعل حالة الاتزان وجد أنّ عدد مولات C يساوي (4 مول) وعدد مولات B يساوي (2 مول)، احسب التراكيز الابتدائية لـ A ، B قبل بدء التفاعل علما بأنّ كم يساوي نصف.

الدرس السادس

العلاقة بين($ك_م$) و($ك_ض$)



الأهداف

- أن يفسر العلاقة بين ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية (ك م) وثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية (ك ض).

العلاقة التي تربط بين ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية ($ك_م$) وثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية ($ك_ض$) هي:

ك ض = ك م × (ر ط) $^{+\Delta ن}$

أو

ك م = ك ض × (ر ط) $^{-\Delta ن}$

اذ تمثل:

Δ ن = (عدد مولات المواد الناتجة – عدد مولات المواد المتفاعلة) من المعادلة الكيميائية الموزونة.

وعند حساب Δن للمواد المشتركة في التفاعل نحسب عدد مولات المواد الغازية فقط أما الصلبة والسائلة فتساوي (صفر).

ر = ثابت الغاز وقيمته (0.082 لتر. جو/مول. مطلقه)

وأَنَّ العلاقة بين $ك_م$ ، ك ض تتوقّف على قيمته Δ ن.

1 – ك م = ك ض عندما (Δ ن = صفر)

2 – ك م > ك ض عندما (Δ ن = قيمة سالبة)

3 – ك ض > ك م عندما (Δ ن = قيمة موجبة)

مثال (1-9)

في التفاعل بين غازي N_2 , H_2 لتحضير NH_3 في درجة حراره 327 مْ وُجِدَ أنَّ الضغوط الجزئية لخليط الغازات في حالة التوازن كان ضN_2 = 5 جو ، ضH_2 = 1 جو، ضNH_3 = 1 جو، احسب ك م للتفاعل : $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$



∵ الضغوط الجزئية معلومة عند الاتزان

∴ نجد كض

$$\text{ك ض} = \frac{(\text{ض}NH_3)^2}{(\text{ض}N_2)^1(\text{ض}H_2)^3} = \frac{(1)^2}{(5)^1(1)^3} = \frac{1}{5 \times 1} = 0.2$$

$$\text{ك م} = \text{ك ض} \times (\text{رط})^{-\Delta \text{ن}}$$

$$= 0.2\,[0.082 \times (327 + 273)]^{-(2-4)}$$

$$= 0.2\,(0.082 \times 600)^{+2}$$

$$= 0.2 \times 2420.64 = 484.128$$

مثال (1-10)

التفاعل الغازي الآتي: $A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightleftharpoons 2AB_{(s)}$ وجد أنّ قيم الضغوط الجزئية لكل من الغازين عند الاتزان 0.2 جو، احسب كض ، كم عند 227 مْ

الحل

$$\text{ك ض} = \frac{(\text{ض}A_2)^1(\text{ض}B_2)^1}{1} = (0.2)(0.2) = 0.04$$

Δ ن = عدد مولات المواد الناتجة – عدد مولات المواد المتفاعلة

$$\Delta \text{ن} = 0 - 2 = 2$$

$$\text{ك م} = \text{ك ض} \times (\text{رط})^{-\Delta \text{ن}}$$

$$= 0.04\,[0.082 \times (227 + 273)]^{-2}$$

$$= 0.04\,[0.082 \times 500]^{-2}$$

$$= 0.04 \times (41)^{-2}$$

$$\text{ك م} = \frac{0.4}{(14)^2} = \frac{0.4}{1681} = 2.38$$

مثال (11-1)

التفاعل الغازي الآتي: $3C \rightleftharpoons aA + 2B$ وضع (0.2 مول) من A مع (0.3 مول) من B في إناء حجمه لتراً واحداً، وعند الوصول إلى حالة التوازن كان المستهلك من B (0.2 مول) والمتبقي من A يساوي (0.1) مول جد قيمة K_c , K_p.

الحل

∵ الحجم = 1 لتر ∴ المولارية = عددالمولات

	aA +	$2B$ ⇌	$3C$
التراكيز الابتدائية	0.2	0.3	0
التغيّر في التركيز	– a س	– 2 س	+ 3 س
التراكيز عند الاتزان	(0.2 – a س)	(0.3 – 2س)	(3س)
التراكيز عند الاتزان	(0.2 – 0.1×a)	(0.3 – 0.2)	(0.3)
التراكيز عند الاتزان	(0.1)	(0.1)	(0.3)

المستهلك من B

2س = 0.2

س = 0.1 مولاري تعوض في حالة الاتزان

المتبقي من a

$0.2 - a \times 0.1 = 0.1$

$0.2 - 0.1 = a \times 0.1$

$0.1 = a \times 0.1$

$a = 1$

Δ ن = عدد مولات المواد الناتجة – عدد مولات المواد المتفاعلة

Δ ن = 3 – 3 = 0

∵ Δ ن = 0

∴ $K_p = K_c$

نشاط

التفاعل الغازي الآتي: $SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$ وضع (0.4 مول) من SO_3 في وعاء سعته (لتر واحد)، وعند تسخينه إلى درجة (727م°) بلغ حالة التوازن، فوجد أن نصف القيمة من SO_3 قد استهلكت. احسب K_c للتفاعل.

الدرس السابع
حاصل التفاعل وتطبيقاته



الأهداف

1 - أن يعرّف مفهوم حاصل التفاعل.
2 - أن يوضح أهمية حاصل التفاعل في معرفة اتجاه سير التفاعل وتحديده.

يمكن تحديد اتجاه سير التفاعل أو حالة الاتزان في أيّ لحظة من التفاعل إذا أمكن لنا معرفة تراكيز المواد الناتجة والمتفاعلة في تلك اللحظة والتي من خلالها يمكن أن نجد قيمة تسمّى بحاصل التفاعل وهو مقدار ثابت يمثل ناتج قسمة حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة على حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة في أيّة لحظة من لحظات التفاعل كل منها مرفوع لأس يساوي عدد المولات التي تظهر بها تلك المواد في معادلة التفاعل الموزونة.

ومن ثم مقارنة حاصل التفاعل مع قيمة ثابت التوازن ومن خلال ذلك يتم معرفة اتجاه سير التفاعل وعليه.

1 - إذا كانت قيمة حاصل التفاعل < ك م فالتفاعل ليس في حالة اتزان ويسير التفاعل بالاتجاه الأمامي (الطردي) (يتجه التفاعل من اليسار إلى اليمين).
2 - إذا كانت قيمة حاصل التفاعل > ك م فالتفاعل ليس في حالة اتزان ويسير التفاعل بالاتجاه العكسي (يتجة التفاعل من اليمين إلى اليسار).
3 - إذا كانت قيمة حاصل التفاعل = ك م فالتفاعل في حالة اتزان. (تراكيز النواتج والتفاعلات ستبقى ثابتة).

أن أهمية حاصل التفاعل هي معرفة سير اتّجاه التفاعل ومعرفة تركيز مادة مجهولة إذا كانت تراكيز المواد الأخرى معلومة ومعرفة حجم وعاء التفاعل في حال عدم الاتزان.

مثال (12-1)

التفاعل الغازي الآتي: $2AB \rightleftharpoons B_2 + A_2$ وضع (0.2 مول) من A_2 , B_2 مع (0.8 مول) من AB في وعاء حجمه (1 لتر)، احسب تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة عندَ الاتزان ، علماً بأنّ ك م = 9 ؟



بما أن كميات المواد المتفاعلة والناتجة معلومة (قبل التفاعل) وأن قيمة ك م معلومة نجد حاصل التفاعل ونقارن قيمته بثابت الاتزان لمعرفة اتجاه سير التفاعل

الحجم = 1لتر المولارية = عدد المولات

$$\text{حاصل التفاعل} = \frac{[A_2][B_2]}{[AB]^2} = \frac{(0.8)^2}{(0.2)^2} = 16$$

∵ حاصل التفاعل > ك م

∴ اذاً التفاعل بالاتجاه العكسي.

	$2AB$	B_2	A_2
التراكيز الابتدائية	0.8	0.2	0.2
التغيّر في التركيز	− 2س	+س	+س
التراكيز عند الاتزان	(0.8 − 2س)	(0.2 + س)	(0.2 + س)

$$\text{ك م} = \frac{(0.8 - 2\text{س})^2}{(0.2 + \text{س})^2}$$

$$9 = \frac{(0.8 - 2\text{س})^2}{(0.2 + \text{س})^2}$$ بأخذ الجذر التربيعي

$$3 = \frac{(0.8 - 2\text{س})}{(0.2 + \text{س})}$$

0.6 + 3 س = 0.8 − 2 س

5 س = 0.2

س = 0.04 مولاري

$[A_2] = [B_2] = 0.2 + \text{س} = 0.2 + 0.04 = 0.24$ مولاري

$[AB] = 0.8 - 2\text{س} = 0.8 - 2 \times 0.04 = 0.72$ مولاري

مثال (13-1)

التفاعل الغازي الآتي: $3C \rightleftharpoons A + B$ وضع مول واحد من A , B مع (2 مول) من C فكان حاصل التفاعل يساوي (16)، احسب حجم إناء التفاعل؟

الحل

$$A + B \rightleftharpoons 3C$$

$$\frac{1}{ح} \qquad \frac{1}{ح} \qquad \qquad \frac{2}{ح}$$

نفرض بأن الحجم = ح

$$\text{التركيز المولاري} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$$

$$\text{حاصل التفاعل} = \frac{[\frac{2}{ح}]^3}{[\frac{1}{ح}]\,[\frac{1}{ح}]} \Leftarrow 16 = \frac{[\frac{2}{ح}]^3}{[\frac{1}{ح}]^2}$$

$$16 = \frac{\frac{8}{(ح)^3}}{\frac{1}{(ح)^2}} \Leftarrow 16 = \frac{8}{(ح)^3} \times \frac{(ح)^2}{1}$$

$$16 = \frac{8}{(ح)}$$

16 ح = 8 ⇐ الحجم = 0.5 لتر



التفاعل الغازي: $2HBr \rightleftharpoons H_2 + Br_2$ ثابت الاتزان يساوي له(9) عند (500م°) ادرس الحالات أدناه وحدد اتجاه سير التفاعل، علماً بأنّ جميع التراكيز الابتدائية معبر عنها بوحدة مول/لتر.

الحالة	$[HBr]$	$[Br_2]$	$[H_2]$
1	3	3	3
2	6	1	4
3	8	2	2

الدرس الثامن
قاعدة لي شاتليه والعوامل المؤثرة في التوازن الكيميائي



الأهداف

1- أن يعرّف قاعدة لي شاتليه.
2- أن يوضح تأثير التغيّر في تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة في موضع الاتزان .
3- أن يبين تأثير التغيّر في الضغط أو حجم الاناء في موضع الاتزان .
4- أن يوضح تأثير التغيّر في درجة الحرارة في حالة التوازن.
5- أن يفسر تأثير إضافة العامل المساعد في حالة التوازن.

هنالك عدة عوامل خارجية تؤثر في اتجاه الاتزان الكيميائي ويمكن تغيير تأثيرها في ضوء قاعدة لي شاتليه التي تنص على أنه (إذا أثّر مؤثر خارجي مثل تغيّر التركيز أو الحجم أو الضغط أو درجة الحرارة على تفاعل في حالة اتزان فإنّ هذا التفاعل يتجه بالاتجاه الذي يقلل من تأثير ذلك المؤثّر ليصل التفاعل إلى حالة إتزان جديدة).

العوامل المؤثّرة في التوازن الكيميائي:

أولاً : تأثير التغيّر في التراكيز:

$$A + B \rightleftharpoons 2C$$

أ- الإضافة إلى(خليط الاتزان)

1- إذا أُضيف إلى خليط الاتزان كمية من أحد أو جميع المواد المتفاعلة فإن التوازن يختل ويزاح التفاعل بالاتجاه الأمامي (الطردي) (من اليسار إلى اليمين) إلى أن يصل إلى حالة التوازن الجديدة مثل إضافة زيادة من (A) أو (B) على التفاعل أو كليهما.

2- أما إذا أُضيف إلى الخليط المتوازن كميه من أحد أو جميع المواد الناتجة فإن حالة التوازن تختل ويزاح التوازن بالاتجاه العكسي (من اليمين إلى اليسار) مثل إضافة زيادة من(C).

ب- السحب من(خليط الاتزان)

1- إذا سحبت من خليط التوازن كمية من أحد المواد المتفاعلة أو من كليهما فإنّ حالة التوازن تختل ويزاح التوازن بالاتجاه العكسي من اليمين الى اليسار. للتعويض عن جزء من الكمية المسحوبة إلى أن يصل الى حالة التوازن الجديدة، مثل سحب كمية من(A) او (B).

2- اما إذا سحبت كمية من المواد الناتجة مثل (C) فإن حالة التوازن تختل ويزاح التفاعل بالاتجاه الامامي (الطردي)(من اليسار إلى اليمين).

انتبه

لاتتغيّر قيمة ثابت التوازن بتغيّر التراكيز لبقاء النسبة بين النواتج والمتفاعلات ثابتة.

ثانياً: تأثير التغيّر في الضغط أو حجم الإناء على موضع الاتزان.

إنَّ لتغيّر الضغط تأثيراً على حالة التوازن للتفاعلات التي تشترك فيها الغازات فقط

أ- إذا كان عدد مولات المتفاعلات أكبر من النواتج (Δ ن = سالبة).

1. عند زيادة الضغط (يقل الحجم) يزاح التوازن باتجاه الحجوم الأقل فيكون التفاعل أمامياً.

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

3 حجم $\xrightarrow{\text{زيادة الضغط}}$ 2 حجم

2. عند خفض الضغط (زيادة الحجم) يزاح التوازن باتجاه الحجوم الأكثر فيكون اتجاه التفاعل عكسياً.

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

3 حجم $\xleftarrow{\text{خفض الضغط}}$ 2حجم

ب- إذا كان عدد مولات المواد الناتجة أكبر من عدد مولات المواد المتفاعلة (Δ ن = موجبة).

1. عند زيادة الضغط (يقل الحجم) يزاح التوازن باتجاه الحجوم الأقل فيكون التفاعل عكسياً.

$$2H_2O \rightleftharpoons 2H_2 + O_2$$

2حجم $\xleftarrow{\text{زيادة الضغط}}$ 3 حجم

2. عند خفض الضغط (زيادة الحجم) يزاح التوازن باتجاه الحجوم الأكثر فيكون اتجاه التفاعل أمامياً.

$$2H_2O \rightleftharpoons 2H_2 + O_2$$

2حجم $\xrightarrow{\text{خفض الضغط}}$ 3 حجم

ج- أما إذا كان عدد مولات المواد المتفاعلة مساوياً لعدد مولات المواد الناتجة (Δ ن = صفر) فإن تأثير الضغط يكون متساوياً على جأنبي التفاعل ولا يؤثر في حالة الاتزان.

$$H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$$

2 حجم   2 حجم

يكون تأثير الضغط متساوياً علي جأنبي التفاعل، وحالة الاتزان لا تتغيّر.

ملخص تأثير تغيّر الضغط في حالة الاتزان الكيميائي

ت	إشارة Δن	زيادة الضغط	نقصان الضغط
1	−	يزاح التوازن بالاتجاه الأمامي (الطردي)	يزاح التوازن بالاتجاه العكسي
2	+	يزاح التوازن بالاتجاه العكسي	يزاح التوازن بالاتجاه الأمامي (الطردي)
3	0	لا يؤثر	لا يؤثر

ثالثاً: تأثير درجة الحرارة:

أ- التفاعل الباعث للحرارة (ΔH = −) فهذا يعني أنه إذا أُزيح الاتزان بالاتجاه الأمامي فإن التفاعل سوف يبعث طاقة أما إذا أُزيح بالاتجاه العكسي فإنّه سوف يمتص طاقة ($\underset{\text{ماص}}{\overset{\text{باعث}}{\rightleftharpoons}}$) إنّ زيادة درجة الحرارة على هذا النوع من التفاعلات فإنّها تزيحه بالاتجاه العكسي أما خفض درجة الحرارة فتزيحه بالاتجاه الامامي.

ب- التفاعل الماص للحرارة (ΔH =+) فإن إزاحة الاتزان بالاتجاه الأمامي سوف يمتص طاقة أما إذا أزيح بالاتجاه العكسي سوف يبعث طاقة ($\underset{\text{باعث}}{\overset{\text{ماص}}{\rightleftharpoons}}$) وعند زيادة درجة الحرارة على هذا النوع من التفاعلات فإنّها تزيحه بالاتجاة الأمامي أما عند خفض درجة الحرارة فيزاح بالاتجاه العكسي.

(ملخص تأثير تغيّر درجة الحرارة على حالة الاتزان الكيميائي)

ت	إشارة ΔH	مثال	خفض درجة الحرارة	رفع درجة الحرارة
1	−	$A \underset{\text{ماص}}{\overset{\text{باعث}}{\rightleftharpoons}} B$	يزاح التوازن بالاتجاه الأمامي ((تزداد ك م))	يزاح التوازن بالاتجاه العكسي ((تقل ك م))
2	+	$A \underset{\text{باعث}}{\overset{\text{ماص}}{\rightleftharpoons}} B$	يزاح التوازن بالاتجاه العكسي ((تقل ك م))	يزاح التوازن بالاتجاه الأمامي ((تزداد ك م))

انتبه

في التفاعلات الماصة للحرارة تكون طاقة المواد الناتجة أكبر من طاقة المواد المتفاعلة، وفي التفاعلات الباعثة للحرارة تكون طاقة المواد المتفاعلة أكبر من طاقة المواد الناتجة.

رابعا: تأثير إضافه العامل المساعد :

إنّ إضافة العامل المساعد لتفاعل انعكاسي متوازن يقلل من زمن الوصول الى حالة التوازن من خلال تقليل طاقة التنشيط فيزيد من سرعة التفاعل الأمامي بنفس المقدار الذي يزيده التفاعل العكسي لذلك لايؤثر على قيمة التوازن.

هل تعلم

أنّ طاقه التنشيط هي أقل طاقة لازمة لحدوث التفاعل وتكوين النواتج

مثال (14-1)

بيّن تأثير العوامل الآتية في حالة التوازن وعلى قيمة ثابت التوازن للتفاعل المتزن الماص للحرارة

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

أ- إضافة كمية من N_2 ب- سحب كمية قليلة من H_2

ج- إضافة عامل مساعد د- زيادة الضغط هـ- تسخين إناء التفاعل

الحل

نلاحظ أنّ التفاعل الأمامي ماص للحرارة، والتفاعل العكسي باعث للحرارة ($\underset{\text{باعث}}{\overset{\text{ماص}}{\rightleftharpoons}}$)

أ- عند إضافة كمية من N_2 (إضافة كمية من النواتج) يزاح التفاعل بالاتجاه العكسي ولايؤثر في قيمه ثابت التوازن.

ب- عند سحب كمية من H_2 (سحب كمية من النواتج) يزاح التفاعل بالاتجاه الأمامي (الطردي) ولايؤثر في قيمة ثابت الاتزان.

ج- إضافة عامل مساعد لا يؤثر في حالة الاتزان (يخفض من طاقة التنشيط ويزيد من السرعة للوصول إلى حالة الاتزان) ولا يؤثر في قيمة ثابت الاتزان.

د- إنّ زيادة الضغط (تقليل الحجم) يزيح التفاعل بالاتجاه العكسي (نحو عدد المولات الأقل) ولا يؤثر على قيمة ثابت الاتزان.

هـ- التسخين يزيد سرعة التفاعلات الماصة فيزاح التفاعل بالاتجاه الأمامي وقيمة ثابت الاتزان تزداد، لأنّها تزيد من كمية النواتج مع بقاء الحجم ثابتاً.

مثال (15-1)

ما تأثير كل ممّا يأتي على حالة الاتزان و قيمة ثابت الاتزان للتفاعل الآتي :

$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{2(g)} + \text{طاقة}$$

أ- نقصان الضغط   ب- تبريد التفاعل   ج- إضافة عامل مساعد

الحل

نلاحظ أنّ الطاقة في جهة النواتج ممّا يدل على كون التفاعل الأمامي باعثاً للحرارة $(\Delta H = -)$ والتفاعل العكسي ماصاً للحرارة ($\underset{\text{ماص}}{\overset{\text{باعث}}{\rightleftharpoons}}$).

أ- عند نقصأن الضغط (زيادة الحجم) يزاح التفاعل بالاتجاه العكسي (نحو عدد المولات الأكثر) للتعويض عن نقصأن الضغط ولا يؤثر في قيمة ثابت الاتزان.

ب- تبريد التفاعل (خفض درجة الحرارة) يزيد من سرعة التفاعلات الباعثة فيزاح التفاعل بالاتجاه الأمامي (نحو النواتج) وتزداد قيمة ثابت الاتزان K_{eq} (كلما زادت النواتج ازدادت قيمة ثابت الاتزان لأنّ قيمة ثابت الاتزان تتناسب طردياً مع المواد الناتجة وعكسيا مع المواد المتفاعلة).

ج- إضافة عامل مساعد لا يؤثر في حالة الاتزان (يُخفِّض من طاقة التنشيط ويزيد من السرعة للوصول إلى حالة الاتزان) ولا يؤثر في قيمة ثابت الاتزان.

مثال (16-1)

في ضوء قاعدة لي شاتليه صف عدداً من الإجراءات التي يمكن من خلالها زيادة إنتاج الميثانول للتفاعل الآتي:

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)} + 127 \text{ كيلوجول}$$

الحل

نلاحظ بأنّ التفاعل باعث للحرارة فالأمامي باعث والعكسي ماص ($\underset{\text{ماص}}{\overset{\text{باعث}}{\rightleftharpoons}}$)،

لزيادة إنتاج الميثانول (CH_3OH) يزاح التفاعل بالاتجاه الأمامي والعوامل هي:

أ- سحب كمية من (CH_3OH) بمجرد تكوينه وبالشكل مستمر.

ب- إضافة كميات مستمرة من غازيّ (H_2) و (CO).

ج- زيادة الضغط (نقصأن الحجم).

د- تبريد التفاعل يزيد من سرعة التفاعلات الباعثة فيزداد إنتاج الميثانول.



1- ابحث عن أمثلة أخرى لتوضيح تأثير التغيّر في تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة والتغيّر في الضغط أو حجم الأناء في موضع الاتزان.

2- ابحث عن تفاعلات أخرى ماصة وباعثة للحرارة.

الدرس التاسع



س 1 / التفاعل الغازي: $2C \rightleftharpoons A + B$ وضع (3 مول) من كل من B,A و(10 مول) من C وعند بلوغ حالة التوازن وجد أنّ المتبقي من A يساوي(2 مول) احسب قيمة (كم).

س 2 / يتأكسد غاز CO إلى CO_2 وفق التفاعل $CO + \frac{1}{2}O_2 \rightleftharpoons CO_2$ فإذا كان الضغط الجزئي لمزيج الغاز CO,O_2,CO_2 يساوي(2 , 0.04 , 1) جو على التوالي و ك ض = 16 فما هو اتجاه التفاعل.

س 3 / املأ الفراغات الآتية:

1- لا تتأثر التفاعلات الغازية بتغيّر الضغط إذا كانت Δ ن .... ولا يتغيّر ثابت التوازن الا بتغيّر ....

2- إذا كانت قيمة كم لتفاعل معين= 5 وعند التسخين اصبحت قيمة كم= 4 فهذا يدل على أنّ التفاعل .... للحرارة.

3- تفاعل ما Δ ن له (-1) عند زيادة الضغط يترجح التفاعل نحو ....

4- لكي يكون التفاعل تاماً (Δ ن= +), (ΔH = -) يجب اجراء ....و.........

5- لكي يزداد تركيز $[NH_3]$ في تفاعل $2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$ الباعث للحرارة يجب اجراء .... و........ و.........

س 4 / علل مايأتي :

1-إنّ إضافة الكاربون على التفاعل الآتي لايؤثر على حالة الاتزان وقيمة ثابت الاتزان $2CO_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(s)} + O_{2(g)}$

2- تزداد قيمة ثابت التوازن لتفاعل باعث للحرارة بالتبريد.

3- تقل قيمة ثابت التوازن لتفاعل باعث للحرارة بالتسخين.

4- يزاح التفاعل الأمامي عند زيادة الضغط على تفاعل غازي متوازن(Δن) له سالب.

5- ليس لتغيّر الضغط تأثير في حالة التوازن للتفاعل الغازي الآتي:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$$

س 5/ التفاعل الغازي B $\rightleftharpoons$ aA في درجة حرارة 227 مْ وجد أنّ ك م =4.1 و ك ض = 0.1 أجب عمّا يأتي:

أ- بيّن تأثير رفع درجة الحرارة في التفاعل الباعث.

ب- زيادة الضغط على حالة التوازن وعلى قيمة كم.

س 6 / بيّن تأثير العوامل الآتية في التفاعل الكيميائي المتوازن وعلى قيمة كم

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightleftharpoons 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(l)}$$

أ- زيادة الضغط.

ب- رفع درجة الحرارة.

ج- خفض درجة الحرارة.

د- سحب كمية من H_2O.

س 7 / التفاعل المتزن 3B $\rightleftharpoons$ 2A قيمة كض يساوي 0.125 وضغط المادة A يساوي 8 جو، جد قيمة الضغط الكلي.

الوحدة الثانية

الاتزان الأيوني



الأهداف التعليمية:

1- التعرف على الاتزان الأيوني.
2- توضيح النظريات الحديثة في تفسير سلوك الحوامض والقواعد.
3- حساب الأس الهيدروجيني PH.
4- تفسير تفكك الإلكتروليتات القوية والضعيفة.
5- التعريف بالقواعد الضعيفة وعملية التحلل المائي للملح.
6- ترسيخ مفهومي الأيون المشترك والمحاليل المنظمة.
7- تحديد قابلية ذوبان الأملاح وقيمة حاصل الذوبانية.

- المحاليل الإلكتروليتية وغير الإلكتروليتية.
- النظريات العلمية في تفسير سلوك الحوامض والقواعد.
- التأين الذاتي للماء.
- تفكك الإلكتروليتات القوية.
- تفكك الإلكتروليتات الضعيفة.
- القواعد الضعيفة.
- التحلل المائي للملح وقيمة PH.
- الأيون المشترك.
- المحاليل المنظمة (محلول بفر).
- الذوبانية وحاصل الذوبانية.
- أسئلة الوحدة.

الدرس الأول

المحاليل الإلكتروليتيه وغير الإلكتروليتيه



الأهداف

1- أن يعرف (المحاليل الإلكتروليتية،المحاليل غير الإلكتروليتية، المحاليل الإلكتروليتية القوية، المحاليل الإلكتروليتية الضعيفة،الاتزان الأيوني).
2- أن يعطى أمثلة على المحاليل الإلكتروليتية وغير الإلكتروليتية.
3- أن يعدد أنواع المحاليل الإلكتروليتية.
4- أن يأتي بأمثلة عن المحاليل الإلكتروليتية القوية والضعيفة.

تأمل رعاك الله في قدرة الخالق عزَّ وجلَّ في أن سخر هذا الكون العظيم وجعله متوازناً بكل دقائقه فلا انحراف ولا اختلاف فيما قُدِّرَ له من نظام موزون.

قَالَ تَعَالَىٰ: ﴿ إِنَّا كُلَّ شَيْءٍ خَلَقْنَٰهُ بِقَدَرٍ ﴾ القمر:(49)

وكما هو معلوم فإنّ المحاليل المائية تختلف في قابلية توصيلها للتيار الكهربائي، فمنها ما هو موصل جيد للتيار الكهربائي ومنها ما هو موصل ضعيف ومنها ما هو غير موصل للتيار، وذلك اعتماداً على طبيعة المادة المذابة في المحلول.

ويعد الماء مذيباً قطبياً جيداً لكثير من المواد المستقطبة وبعض المواد غير المستقطبة، وعلى هذا الأساس فهناك نوعين من المحاليل:

1) محاليل غير إلكتروليتية: هي محاليل مائية ذات أواصر تساهمية غير مستقطبة وغير قابلة للتوصيل الكهربائي مثل محلول السكر ومحلول كحول المثيل.

2) محاليل إلكتروليتية: هي محاليل مائية ذات أواصر تساهمية مستقطبة أو أواصر أيونية ولها القدرة على التوصيل الكهربائي وتقسم إلى نوعين:

اولاً : محاليل إلكتروليتية قوية: هي المحاليل التي لها القابلية على ايصال التيار الكهربائي بشكل كبير بسبب تأينها التام، وتشمل الحوامض والقواعد القوية والأملاح كثيرة الذوبان في الماء. مثال ذلك:

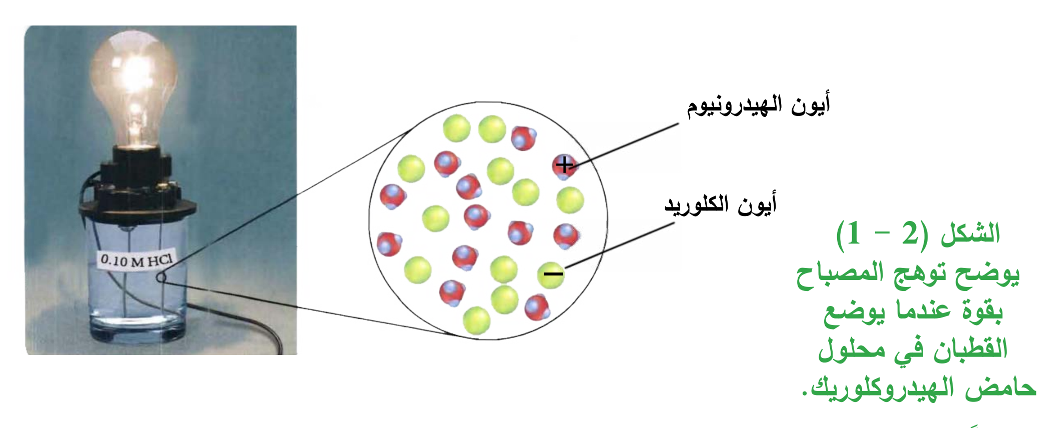
$$HBr_{(g)} \longrightarrow H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$$

$$KOH_{(s)} \longrightarrow K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$NaNO_{3(s)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$$

انتبه

تم حذف الماء من المعادلات أعلاه والإشارة إلى أن المواد على يمين المعادلة على هيئة محاليل مائية باستخدام التعبير (aq).



الشكل (2 – 1)
يوضح توهج المصباح بقوة عندما يوضع القطبان في محلول حامض الهيدروكلوريك.

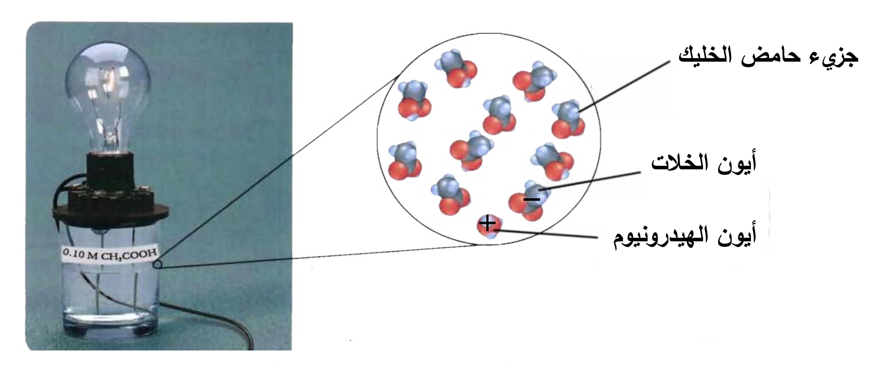
ثانياً: محاليل إلكتروليتية ضعيفة: هي محاليل تكون قابليتها على إيصال التيار الكهربائي ضعيفة، بسبب تأينها الجزئي وتشمل الحوامض والقواعد الضعيفة، والأملاح الشحيحة الذوبانية في الماء.

مثال ذلك:

$$HCN \rightleftharpoons H^{+}_{(aq)} + CN^{-}_{(aq)}$$

$$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^{+}{}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$



الشكل(2 – 2) يوضح توهج المصباح بشكل خافت عند وضع القطبان في محلول حامض الخليك.

من خلال المعادلات أعلاه للإلكتروليتات الضعيفة يمكن الإشارة إلى ما يسمّى بـ (الاتزان الأيوني) الذي يعرّف بأنّه حالة الاتزان الحركي (الديناميكي) بين الأيونات الموجبة والسالبة الناتجة من تفكك الإلكتروليت الضعيف من جهة وبين جزيئاتها غير المتأينة من جهة أخرى عند الإذابة بالماء.

الجدول (2−1) يوضح معادلات تأين بعض الحوامض

حوامض قوية	حوامض ضعيفة
$HCl \longrightarrow H^{+} + Cl^{-}$	$H_2CO_3 \rightleftharpoons 2H^{+} + CO_3^{-2}$
حامض الهيدروكلوريك	حامض الكاربونيك
$HBr \longrightarrow H^{+} + Br^{-}$	$HCN \rightleftharpoons H^{+} + CN^{-}$
حامض الهيدروبروميك	حامض الهيدرو سيانيد
$HClO_4 \longrightarrow H^{+} + CLO_4^{-}$	$HNO_2 \rightleftharpoons H^{+} + NO^{-2}$
حامض فوق الكلوريك	حامض النتروز
$HNO_3 \longrightarrow H^{+} + NO_3^{-}$	$HClO \rightleftharpoons H^{+} + ClO^{-}$
حامض النتريك	حامض الهايبوكلوريك
$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^{+} + SO_4^{-2}$	$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^{-} + H^{+}$
حامض الكبريتيك	حامض الخليك

الجدول(2−2) يوضح معادلات تأين بعض القواعد

قواعد قوية	قواعد ضعيفة
$NaOH \longrightarrow Na^{+} + OH^{-}$	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^{+} + OH^{-}$
هيدروكسيد الصوديوم	أمونيا
$KOH \longrightarrow K^{+} + OH^{-}$	$CH_3NH_2 + H_2 \rightleftharpoons CH_3NH_3^{+} + OH^{-}$
هيدروكسيد البوتاسيوم	مثيل أمين
$RbOH \longrightarrow Rb^{+} + OH^{-}$	$CH_3CH_2NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3CH_2NH_3^{+} + OH^{-}$
هيدروكسيد الربيديوم	أثيل أمين
$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{+2} + 2OH^{-}$	$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^{+} + OH^{-}$
هيدروكسيد الكالسيوم	الأنيلين

انتبه

إنّ القواعد الضعيفة لاتظهر صفاتها القاعديّة إلّا عند الإذابة بالماء لذا يجب كتابة جزيئة الماء في معادلة تفككها ويجوز كتابتها فوق السهم أو عدم كتابتها في بقية معادلات التفكك.

الجدول (2−3) يوضح معادلات تأين بعض الأملاح

أملاح شحيحة الذوبان	أملاح كثيرة الذوبان
$AgCl \rightleftharpoons Ag^{+} + Cl^{-}$	$NaCl \longrightarrow Na^{+} + Cl^{-}$
$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2F^{-}$	$KNO_3 \longrightarrow K^{+} + NO_3^{-}$
$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_4^{-2}$	$K_2SO_4 \longrightarrow 2K^{+} + SO_4^{-2}$
	$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^{+} + Cl^{-}$
	$BaCl_2 \longrightarrow Ba^{+2} + 2Cl^{-}$

نشاط

خذ مصباحاً صغيراً وقطبين من النحاس واربطهما كما في الشكل (2 − 3) ثم اختبر التوصيل في المحاليل الآتية:

1− محلول يحتوي على HBr بتركيز 0.1 مول / لتر.

2− محلول يحتوي على HCN بتركيز 0.1 مول/ لتر.

3− محلول يحتوي على السكر المذاب.



الشكل(2 − 3) يوضح توهج المصباح في المحاليل الثلاث.

الدرس الثاني
النظريات العلمية في تفسير سلوك الحوامض والقواعد



الأهداف

1- أن يعرّف حامض أرينوس، قاعدة أرينوس، حامض برونشتد، قاعدة برونشتد، حامض لويس، قاعدة لويس، ثابت الاتزان الأيوني للماء.
2- أن يشرح النظريات العلمية في تفسير سلوك الحوامض والقواعد.
3-أن يحدد العلاقة بين تركيز $[H^+]$ وبين صفات المحاليل.
4- أن يعطى أمثلة لحامض قوي وحامض ضعيف وقاعدة قوية وقاعدة ضعيفة.

هنالك ثلاث نظريات علمية فسرت سلوك الحوامض والقواعد وهي:

اولاً: نظرية أرينيوس:

اعتمدت هذه النظرية على أساس وجود الماء كمذيب شرطاً أساسياً لظهور الصفات الحامضية أو القاعدية.

حامض أرينيوس: مادة عند إذابتها في الماء تعطي أيون الهيدروجين الموجب(H^+).

قاعدة أرينيوس: مادة عند إذابتها في الماء تعطي أيونات الهيدروكسيد السالب (OH^-).

مثال ذلك:

$$HCl \xrightarrow{\text{اذابة}} H^+ + Cl^-$$

$$H_2SO_4 \xrightarrow{\text{اذابة}} 2H^+ + SO_4^{-2}$$

$$KOH \xrightarrow{\text{اذابة}} K^+ + OH^-$$

$$Ba(OH)_2 \xrightarrow{\text{اذابة}} Ba^+ + 2OH^-$$

يعد الماء متعادلاً حسب هذه النظرية بسبب احتوائه على أيونات H^+ و OH^-

$$H-OH \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

إنّ مفهوم أرينيوس مفهوم أولي (غير شامل)، لذا ظهرت مفاهيم أكثر شمولاً.

ثانياً : نظرية برونشتد – لوري

أقترح العالمان(يوهان برونشتد و توماس لوري) نموذجاً أشمل للحوامض والقواعد، إذ ركزت هذه النظرية على أيون الهيدروجين الموجب (H^+) . كما في الأمثلة .

$$HBr + H-OH \longrightarrow Br^{-} + H_3O^{+}$$

حامض قوي — قاعدة ضعيفة — قاعدة قرينة — حامض قرين

واهب

$$HNO_2 + H-OH \rightleftharpoons NO^{-}_2 + H^{+}_3O$$

حامض ضعيف — قاعدة ضعيفة — قاعدة قرينة — حامض قرين

$$CH_3NH_2 + H-OH \rightleftharpoons CH_3NH^{+}_3 + OH^{-}$$

قاعدة ضعيفة — حامض ضعيف — حامض قرين — قاعدة قرينة

حامض برونشتد: مادة عند إذابتها في الماء تعطي أيون الهيدروجين (H^{+}).

قاعدة برونشتد: مادة عند إذابتها في الماء تستقبل أيون الهيدروجين (H^{+}).

ملاحظات حول نظرية برونشتد – لوري:

1– لكل حامض قاعدة قرينة تعاكسه في القوة، ولكل قاعدة حامض قرين معاكس لها في القوة.

$$HCl + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^{+} + Cl^{-}$$

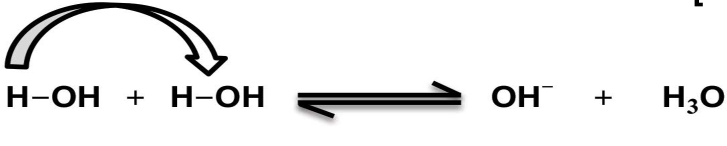
حامض قوي — قاعدة ضعيفة — قاعدة قرينة ضعيفة — حامض قرين قوي

2– الحامض الأقوى هو الذي له قدرة أكبر على منح أيون (H^{+}).

و إنّ القاعدة الأقوى هي التي لها قدرة أكبر على اكتساب أيون (H^{+}).

3– في حالة تفاعل حامض ضعيف مع قاعدة ضعيفة فإنّ التفاعل يقود لاتزان أيوني.

4– إنّ سلوك الماء حسب هذه النظرية يعتبر أمفوتيري لأنّ له القدرة على وهب البروتون في تفاعل معين فيكون سلوكه حامضياً وفي نفس الوقت له القدرة على اكتساب البروتون في تفاعل آخر فيكون سلوكه قاعدياً [الماء يعد ضعيف دائماً حسب هذه النظرية].



حامض قوي — قاعدة ضعيفة — قاعدة قرينة — حامض قرين

ثالثاً: نظرية لويــس: **اعتمدت هذه النظرية على المزدوجات الإلكترونية في الأغلفة الخارجية للذرات المركزية في الجزيئات لتفسير السلوك الحامضي أو القاعدي كما في المثال الآتي :**

$$H_3N: + \square BF_3 \longrightarrow H_3N \rightarrow BF_3$$

مزدوج الكتروني

اوربيتال فارغ

حامض لويس: مادة لها القدرة على اكتساب مزدوج إلكتروني واحد أو أكثر لإحتوائها على اوبيتال فارغ وتكوين آصره تناسقية.

قاعدة لويس: مادة لها القدرة على وهب أو إعطاء مزدوج إلكتروني واحد أو أكثر من الإلكترونات وتكوين آصره تناسقية.

القاعدة الأقوى: هي التي تحتوي على عدد أقل من المزدوجات الإلكترونية.

إنّ سلوك الماء حسب هذه النظرية هو سلوك قاعدي بسبب احتوائه على مزدوجين إلكترونيين.



جدول بخلاصة المفاهيم الثلاثة:

النموذج	الحامض	القاعدة	سلوك الماء حسب كل مفهوم
مفهوم أرينيوس	المادة التي تعطي أيون H^+ عند ذوبانها في الماء.	المادة التي تعطي أيون OH^- عند ذوبانها في الماء.	متعادل
مفهوم برونشتد	المادة التي تعطي أيون H^+ عند تفاعلها.	المادة التي تستقبل أيون H^+ عند تفاعلها.	أمفوتيري
مفهوم لويس	المادة التي تستقبل مزدوجاً إلكترونيا عند تفاعلها.	المادة التي تمنح مزدوجاً إلكترونيا عند تفاعلها.	قاعدة

نشاط

1-أكمل الجدول الآتي بعد كتابة معادلات توضح ذلك السلوك:

المفهوم حسب	HCl	NaOH	NaCl	NH_3	H_2O	$Ba(OH)_2$
أرينيوس						
برونشتد						
لويس						

2- فسر لماذا تسلك بعض المواد سلوكاً أمفوتيرياً حسب مفهوم برونشتد ولوري؟

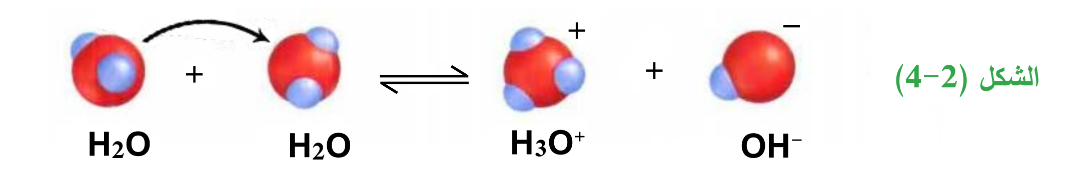
الدرس الثالث
التأين الذاتي للماء



الأهداف

1- أن يفسر عملية التأين الذاتي للماء.
2- أن يعرّف الرقم الهيدروجيني والهيدروكسيلي.
3- أن يحسب الرقم الهيدروجيني والهيدروكسيلي.

الماء النقي إلكتروليت ضعيف وقدرته على إيصال التيار الكهربائي ضعيفه ويعبر عن تأينه بالاتزان الآتي:



الشكل (2-4)

نلاحظ من الأشكال أعلاه أن إحدى جزيئات الماء تسلك في التأين سلوك الحامض، وتسلك الأخرى سلوك القاعدة.

وللتبسيط يمكن كتابة المعادلة السابقة كالآتي:

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ويعبر عن ثابت الاتزان (كم) كما يلي:

$$ك_م = \frac{[H^+]\ [OH^-]}{[H_2O]} = 1 \times 10^{-14}$$

ونظراً لأنّ مقدار ما يتأين من الماء لا يذكر كما يتضح من قيمة ثابت الاتزان فإن تركيز الماء غير المتأين يعد مقداراً ثابت التركيز، فيتحوّل التعبير السابق إلى العلاقة الآتية بعد أهمال تركيز الماء غير المتأين في المقام والذي يعد ثابت في علاقة ثابت الاتزان.

$$ك_{ماء} = [OH^-]\ [H^+] = 1 \times 10^{-14} \qquad \text{------- } 1$$

وحيث أن الماء متعادل التأثير على زهرة الشمس فيكون تركيز أيون الهيدروجين المسؤول عن الحموضة مساوياً لتركيز أيون الهيدوركسيل المسؤول عن القاعدية ولذلك فإن:

$$ك_{ماء} = [10^{-7}]\ [10^{-7}] = 10^{-14}$$

وهذه الحالة تنطبق على الماء المقطر النقي فقط عند (298 كلفن).

ويمكن تعريف **ثابت الاتزان الأيوني للماء (ك ماء)** على أنّه حاصل قيمة تركيزي أيون الهيدروجين وأيون الهيدروكسيل الناتجين من تأين الماء ويساوي (10^{-14}) مول \ لتر وهو مقدار ثابت، حيث لو زاد تركيز أيون الهيدروجين قل تركيز أيون الهيدروكسيل بالمقدار نفسه وإذا عُرف تركيز احد الأيونين أمكن معرفة تركيز الآخر.

انتبه

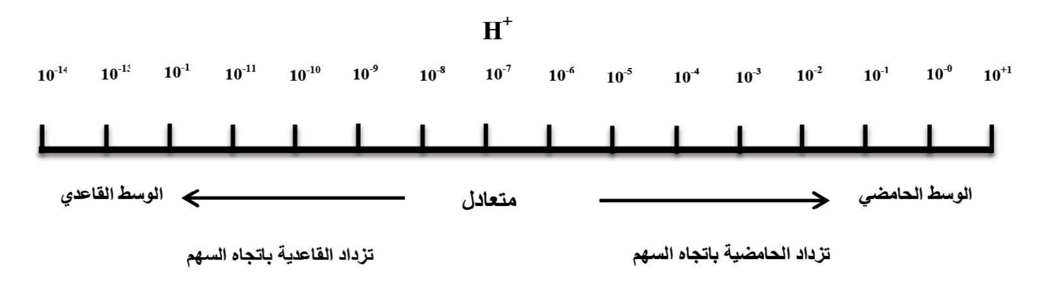
العلاقة بين تركيز $[H^+]$ و $[OH^-]$:

1- إذا كان تركيز $[H^+] > [OH^-]$ يعتبر الوسط حامضياً.

2- إذا كان تركيز $[H^+] < [OH^-]$ يعتبر الوسط قاعدياً.

3- إذا كان تركيز $[H^+] = [OH^-]$ يعتبر الوسط متعادلاً.

العلاقة بين تركيز $[H^+]$ وبين صفات المحاليل



فكر كيف تثبت أن تركيز الماء كمية ثابتة.

المقياس اللوغارتمي (الأس الهيدروجيني) PH:

هو أسلوب للتعبير عن درجة حموضة أو قاعدية المحاليل المائية والذي يكون أسهل استخداماً مقارنة بالتراكيز $[H^+]$ الصغيرة جداً، إذ تم الأخذ باقتراح العالم سورنس باستخدام الرقم الهيدروجيني (الدالة الحامضية).

ولو أخذنا اللوغارتم السالب لمعادلة الحاصل الأيوني للماء فإنّها تصبح:

ك ماء = $[H^+]$ $[OH^-]$

– لـو ك ماء = (– لـو $[H^+]$) + (– لـو $[OH^-]$)

وباستبدال القيمة – لـو بالحرف P فإن المعادلة تصبح:

P ك ماء = PH + POH = 14 ---- 2

فالمحلول المتعادل تكون قيمة PH له (7) وقيمة POH كذلك (7) والمحلول ذو الرقم الهيدروجيني (5) مثلاً يكون الرقم الهيدروكسيلي له (9) والمحلول ذو الرقم الهيدروجيني (8) تكون قيمة الرقم الهيدروكسيلي له (6) وعليه تكون:

$POH > 7$ و $PH < 7$ في المحلول الحامضي

$POH < 7$ و $PH > 7$ في المحلول القاعدي

$POH = 7$ و $PH = 7$ في المحلول المتعادل



الشكل (2 –5) يوضح الرقم الهيدروجيني PH لبعض المواد في حياتنا اليومية

يمكن حساب PH من معرفة قيمة POH في محلول معين وبالعكس من العلاقة:

$$PH + POH = 14$$

أي $POH = 14 - PH$

أو $PH = 14 - POH$

وبالطريقة نفسها يمكن حساب قيمة H^+ من معرفة قيمة OH^- في محلول معين وبالعكس من خلال العلاقة:

$$K_{ماء} = 1\times10^{-14} = [H^+]\,[OH^-]$$

أي أنَّه $[H^+] = \dfrac{1\times10^{-14}}{[OH^-]}$

أو $[OH^-] = \dfrac{1\times10^{-14}}{[H^+]}$

هل تعلم

أنّ المشروبات الغازية تكون ذات تأثير حامضي أي قيمة PH لها أقل من 7 بسبب ذوبان غاز CO_2 في الماء وتكوين حامض الكاربونيك H_2CO_3.

انتبه

الحرف P يعني (− لـو)

الرقم الهيدروجيني (PH): هو عبارة عن اللوغارتم العشري السالب لتركيز أيونات الهيدروجين وقانونه:

$PH = -$ لـو $[H^+]$ »»» $[H^+] = 10^{-PH}$

الرقم الهيدروكسيلي POH: هو عبارة عن اللوغارتم العشري السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيل وقانونه:

$POH = -$ لـو $[OH^-]$ »»» $[OH^-] = 10^{-POH}$

مثال (1 − 2)

احسب قيمة الأس الهيدروجيني لكل من المحاليل الآتية:

1− ماء مقطر نقي.

2− حامض الهيدروكلوريك HCl بتركيز 0.1 مول / لتر.

3− محلول هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 0.001 مول / لتر.

الحل

1− ماء مقطر نقي أي أنّ $[H^+] = [OH^-] = 1X10^{-7}$

إذن $PH = -$ لـو $[H^+] = -$ لـو $10^{-7} = 7$

2− حامض الهيدروكلوريك HCl تام التأين تركيزه هو تركيز أيون الهيدروجين نفسه

$PH = -$ لـو $[H^+] = -$ لـو $10^{-1} = 1$

$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$

3− هيدروكسيد الصوديوم NaOH تامة التأين تركيزها هو تركيز أيون OH^- نفسه.

$POH = -$ لـو $[OH^-] = -$ لـو $10^{-3} = 3$

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

$PH = 14 - POH$

$PH = 14 - 3 = 11$



أكمل الجدول الآتي:

$[H^+]$	$[OH^-]$	PH	POH	نوع المحلول
		11		
	1×10^{-3}			
1×10^{-9}				

الدرس الرابع
تفكك الإلكتروليتات القوية

عدد الحصص 1

الأهداف

1- أن يعرّف الحوامض القوية، القواعد القوية.
2- أن يعطى أمثلة لحامض قوي احادي البروتون ومتعدد البروتون.
3- أن يأتي بأمثلة لقاعدة قوية احادية الهيدروكسيل ومتعدد الهيدروكسيل.

تقسم الإلكتروليتات القوية إلى:

1- الحوامض القوية: إذا كانت الحوامض قوية ستكون قيمة ثابت تفكك الحامض(كح) كبيرة جداً وقد تصل إلى ما لا نهاية (كمية غير معرفة) لأن مقامها في قانون ثابت الاتزان يساوي (صفر). ولذلك سيكون تركيز أيون $[H^+]$ هو تركيز الحامض الأصلي نفسه، لأن التفكك تام، ويكون الحامض القوي على نوعين:

أ. الحامض القوي أحادي البروتون:
مثل (HBr بتركيز 0.5 مول / لتر).

$$\underset{0.5}{HBr} \xrightarrow{H_2O} \underset{0.5}{H^+} + \underset{0.5}{Br^-}$$

إذ يكون تركيز أيون $[H^+]$ = الحامض القوي = 0.5 مول/لتر.

ب. الحامض القوي متعدد البروتون: مثل H_2CrO_4 بتركيز 0.5 مول / لتر

$$H_2CrO_4 \xrightarrow{H_2O} \underset{2X0.5}{2H^+} + CrO_4$$

إذ يكون تركيز أيون $[H^+]$ = 2 ×الحامض القوي = 2 × 0.5 = 1 مول / لتر

2- القواعد القوية: إذا كانت القواعد قوية ستكون قيمة ثابت تفكك القاعدة (كق) كبيرة جداً وقد تصل إلى ما لانهاية (كمية غير معروفة) لأن مقامها في قانون ثابت الاتزان يساوي صفر. ولذلك سيكون تركيز أيون $[OH^-]$ هو تركيز القاعدة الأصلية نفسه، لأن التفكك تام وتكون القاعدة القوية على نوعين:
أ. قاعدة قوية أحادية الهيدروكسيل: مثل KOH بتركيز 0.5 مول / لتر.

$$\underset{0.5}{KOH} \xrightarrow{H_2O} \underset{0.5}{K^+} + \underset{0.5}{OH^-}$$

إذ يكون تركيز أيون $[OH^-]$ = القاعدة القوية = 0.5 مول / لتر

ب. قاعدة قوية متعددة الهيدروكسيل : مثل $Ba(OH)_2$ بتركيز 0.5 مول / لتر

$$Ba(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ba^{+2} + 2OH^-$$

$$0.5 \qquad\qquad 0.5 \qquad 2\times0.5=1$$

إذ يكون تركيز أيونات (OH^-) = 2 × القاعدة القوية

= 2 × 0.5 = 1 مول / لتر

مخطط يوضح العلاقة بين ($[H^+]$ ، $[OH^-]$ ، PH ، POH):

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]} \qquad [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H^+]}$$

$$[OH^-][H^+] = 10^{-14}$$

$$[H^+] = 10^{-PH} \qquad [OH^-] = 10^{-POH}$$

$$PH = 14 - POH \qquad POH = 14 - PH$$

$$PH + POH = 14$$

$PH = -$ لــو $[H^+]$ ، $POH = -$ لــو $[OH^-]$

نشاط

أكمل الجدول الآتي:

نوع المحلول	POH	PH	$[OH^-]$	التركيز المولاري	المحلول
				0.2	HCl
				0.05	H_2SO_4
				0.005	KOH
				0.1	$Ca(OH)_2$

الدرس الخامس
تفكك الإلكتروليتات الضعيفة



الأهداف

1- أن يحسب درجة تفكك (درجة التأين) الحامض والقاعدة والنسبة المئوية للتأين.
2- أن يجد ثابت تفكك الحامض (كح) والقاعدة (كق).
3- أن يعطى أمثلة لحامض ضعيف وقاعدة ضعيفة.

تقسم الإلكتروليتات الضعيفة الى:

أولاً: الحوامض الضعيفة:

علمنا سابقاً أنّ الحامض الضعيف سيكون تفككه في الماء ضعيفاً، وبحصول التفاعل الانعكاسي سيبقى جزء منه متأيناً وجزء غير متأين (أي أنّ تركيزي H^+ سيكون أقل من تركيز الحامض) ولتوضيح ذلك نفترض أنّ لدينا حامض ضعيف أحادي البروتون صيغته الكيميائية HA وبذلك تكون معادلة تفككه كالآتي:

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

وبذلك تكتب معادلة ثابت الاتزان كما يلي:

$$\text{ك}_{\text{م}} = \frac{[A^-]}{[H_3O^+]}$$

وبتبسيط الحدود ينتج $\text{ك}_{\text{م}}\ (H_2O) = \frac{[H_3O^+]\ \ [A^-]}{[HA]\ \ [H_2O]}$

وبما أن كمية الماء ثابتة (تهمل) فتصبح العلاقة النهائية:

$$\text{ك}_{\text{ح}} = \frac{[H^+]\ \ [A^-]}{[HA]}$$ **أو** $$H^+ = \sqrt{\text{ك}_{\text{ح}}\ \text{(تركيز الحامض الضعيف)}}$$

كح: يعد ثابت تفكك الحامض الضعيف مقياسا لقوة الحامض حيث بزيادة قيمة الثابت يزداد مقدار تفككه (تزداد حموضته).

يمكن حساب درجة تفكك (تأين) الحامض من العلاقات:

$$\text{درجة تفكك الحامض (د)} = \frac{\text{تركيز الجزء المتأين } [H+]}{\text{تركيز الحامض الضعيف}}$$

$$\%\ \text{للتأين} = \frac{\text{تركيز الجزء المتأين } [H+]}{\text{تركيز الحامض الضعيف}} \times 100$$

$$\%\ \text{للتأين} = \text{درجة تفكك الحامض} \times 100$$

مثال (2 – 2)

احسب $[H^+]$ و PH ودرجة التفكك والنسبة المئوية لتفكك حامض الخليك في محلول تركيزه (0.05 مولاري) علماً بأنّ كح له $= 2 \times 10^{-5}$ ؟

الحل

$$H^+ = \sqrt{\text{ك}_\text{ح} \text{ (تركيز الحامض الضعيف)}} = \sqrt{2 \times 10^{-5} \times 5 \times 10^{-2}}$$

$$= \sqrt{10^{-6}} = 10^{-3} \text{ مول / لتر}$$

$$PH = -\text{لو } [H^+] = -\text{لو } 10^{-3} = 3$$

$$\text{(د)} = \frac{\text{تركيز الجزء المتأين } [H^+]}{\text{تركيز الحامض الضعيف } [HA]} = \frac{1\times10^{-3}}{5\times10^{-2}} = 0.2 \times 10^{-1}$$

$$= 2 \times 10^{-2} \text{ مول/ لتر}$$

$$\% \text{ للتأين} = \frac{\text{تركيز الجزء المتأين } (H^+)}{\text{(تركيز الحامض الضعيف)}} \times 100$$

$$= \frac{1\times10^{-3}}{5\times10^{-2}} \times 100 = 2 \%$$

مثال (3 – 2)

محلول لحامض البروبانويك الضعيف بتركيز (1) مولاري احسب درجة تفككه قبل وبعد تخفيف تركيزه إلى تركيز (0.01) مولاري، وقارن النتائج.
علماً بأنّ كح له $= 1.6 \times 10^{-5}$



$$\text{قبل التخفيف } [H^+] = \sqrt{\text{ك ح} \times \text{تركيز الحامض الضعيف}}$$

$$= \sqrt{1.6 \times 10^{-5} \times 1} = \sqrt{16 \times 10^{-6}} = 4 \times 10^{-3} \text{ مول/ لتر}$$

$$د = \frac{[H^+] \text{ تركيز الجزء المتأين}}{[HA] \text{ تركيز الحامض الضعيف}} = \frac{4\times10^{-3}}{1} = 4 \times 10^{-3} = 0.004$$

بعد التخفيف

$$[H^+] = \sqrt{\text{ك ح x تركيز الحامض الضعيف}}$$

$$= \sqrt{1.6 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-2}} = \sqrt{16 \times 10^{-8}} = 4 \times 10^{-4} \text{ مول/ لتر}$$

$$د = \frac{[H^+] \text{ تركيز الجزء المتأين}}{[HA] \text{ تركيز الحامض الضعيف}} = \frac{4\times10^{-4}}{1\times10^{-2}} = 4 \times 10^{-2} = 0.04$$

نلاحظ أنّ درجة التفكك بالحالة الأولى 0.004 وبعد التخفيف أصبحت 0.04 لذلك نستنتج أنّه عند التخفيف (إضافة الماء) تزداد درجة التفكك وهذا ينطبق مع قاعدة لي شاتليه وتزداد كمية الحامض.

قد يمتلك الحامض الضعيف أكثر من بروتون $[H^+]$ كما في: (H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2S) وفي هذه الحالة يتم التفكك بأكثر من مرحلة ولكل مرحلة ثابت تفكك كما في حالة حامض الأوكزاليك

$$H_2C_2O_4 \rightleftharpoons H^+ + HC_2O_4^{-1} \qquad ك_{ح1} = 5 \text{ x } 10^{-2}$$

$$HC_2O_4 \rightleftharpoons H^+ + C_2O_4^{-2} \qquad ك_{ح2} = 5 \text{ x } 10^{-5}$$

نلاحظ أنّ قيم ثابت التفكك لهذه الحوامض تقل في كل مرحلة من مراحل التفكك عن المرحلة السابقة (ك$_{ح2}$ > ك$_{ح1}$) والسبب في ذلك هو ازدياد التجاذب الإلكتروستاتيكي بين الأيون السالب الناتج من التفكك الأول مع بروتون الهيدروجين غير المتفكك الموجود في جذر الحامض السالب فتقل قابلية التفكك في المرحلة اللاحقة.

ثانياً: القواعد الضعيفة:

أنّ سلوك القاعدة الضعيفة مشابه لسلوك الحامض الضعيف أي أنّ تركيز أيونات OH^- سيكون أقل من تركيز القاعدة كما هو الحال بالنسبة لأيونات H^+ والحامض، ولتوضيح ذلك نفترض أنّ لدينا قاعدة ضعيفة صيغتها B وبذلك تكون معادلة تفككها

كالآتي:

$$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

وبذلك تكتب معادلة ثابت الاتزان كما يلي:

$$ك_م = \frac{[BH^+]\ [OH^-]}{[B]\ [H_2O]}$$

$$ك_م\ (H_2O) = \frac{[BH^+]\ [OH^-]}{[B]}$$

ولكون كمية الماء ثابتة لذا سنرمز لثابت تفكك القاعدة بـ ($ك_ق$) فتصبح العلاقة النهائية:

$$ك_ق = \frac{[BH^+]\ [OH^-]}{[B]}$$

أو $[OH^-] = \sqrt{ك_ق \times \text{(تركيز القاعدة الضعيفة)}}$

وبطريقة حساب درجة التفكك نفسها والنسبة المئوية للتأين للحامض الضعيف يمكن حسابها للقاعدة الضعيفة أيضاً.

انتبه

من الجدير بالذكر أنّه عند استخدام العلاقات الآتية :

$[H^+] = \sqrt{ك_ح \times \text{(تركيز الحامض الضعيف)}}$

$[OH^-] = \sqrt{ك_ق \times \text{(تركيز القاعدة الضعيفة)}}$

فإنّ تركيز الحامض والقاعدة الضعيفين يجب أنّ يستخدم بعد الوصول إلى حالة الاتزان ولكننا نستخدم القيمة الأولية من باب التقريب ممكن وهذا إذا كانت النسبة المئوية للتأين أقل من 5% أما لو كانت النسبة المئوية أكبر من 5% فلا يجوز استخدام التقريب وإنما نستخدم طريقة الدستور لحل المعادلة.

مثال (4 – 2)

ثابت تفكك الأنيلين $C_6H_5NH_2$ تساوي 4×10^{-10} فإذا علمت أنّ قيمة PH لهذا المحلول تساوي 8.3 احسب:

1- التركيز المولاري للأنيلين.

2- درجة التفكك والنسبة المئوية لهذا المحلول،

علماً أنّ لو2 = 0.3 [$10^{0.3}=2$].

الحل

$\because PH = 8$

$\therefore POH = 14 - 8 = 6$

$[OH] = 10^{-POH} = 10^{-6}$ مولاري

نحسب تركيز القاعدة من العلاقة:

$[OH] = \sqrt{\text{ك}_{\text{ق}} \times [\text{القاعدة الضعيفة}]}$

$10^{-6} = \sqrt{4 \times 10^{-10} \times [\text{القاعدة الضعيف}]}$ بتربيع الطرفين

$10^{-12} = 4 \times 10^{-10} \times [\text{القاعدة الضعيف}]$

$[\text{القاعدة الضعيف}] = \dfrac{10^{-12}}{4 \times 10^{-10}} = 25 \times 10^{-4}$ مولاري

$\text{درجة التفكك} = \dfrac{\text{تركيز الجزء المتأين } [OH^-]}{[\text{القاعدة الضعيف}]}$

$= \dfrac{2 \times 10^{-6}}{10^{-2}} = 2 \times 10^{-4}$

$\%\text{للتأين} = \dfrac{\text{تركيز الجزء المتأين } [OH^-]}{[\text{القاعدة الضعيف}]} \times 100$

$= \dfrac{2 \times 10^{-6}}{10^{-2}} \times 100 = 2 \times 10^{-2}\%$

نشاط

1- احسب ثابت تفكك حامض الهيدروسيانيك HCN بتركيز (0.1 مول / لتر) إذا علمت أنّ درجة تفككه تساوي 1×10^{-4}

2- أذيب (6.2 غم) من مثيل الأمين CH_3CH_2 في (200 مل) من الماء المقطر فإذا علمت بأنّ ثابت تفكك مثيل الأمين (4×10^{-4}) جد:

أ- تركيز كل من أيونات $[OH^-]$ و $[H^+]$.

ب- قيمة الـ PH للمحلول علماً أنّ لـو 2 = 0.3 .

3- لحامض الفسفوريك H_3PO_4 ثلاث من ثوابت التفكك هي : ك $_{ح1}$ = 7×10^{-3}

ك $_{ح2}$ = 6×10^{-8}

ك $_{ح3}$ = 5×10^{-13}

أكتب معادلات تفكك هذا الحامض موضحاً السبب في اختلاف قيم ثوابت تفككه، ولماذا يقل باستمرار تأين هذا الحامض.

الدرس السادس
التحلل المائي للملح وقيمة PH





1- أن يشرح التحلل المائي للأملاح.
2- أن يعدد أنواع الأملاح.
3- أن يعرّف (الملح، التحلل المائي للملح، الأملاح المتعادلة، الأملاح القاعدية، الأملاح الحامضية).
4- أن يعطى أمثلة عن الأملاح المتعادلة والأملاح القاعدية والأملاح الحامضية.
5- أن يحسب ثابت التحلل المائي للملح.

تتكون الأملاح من أيون موجب عدا أيون الهيدروجين (H^+) وأيون سالب عدا أيون الهيدروكسيل (OH^-)، وتعاني هذه الأملاح عملية تحلل مائي مع جزيئات الماء. تنتج الأملاح من تفاعلات التعادل بين الحوامض والقواعد بشكل رئيس:

حامض + قاعدة ⟵ ملح + ماء

ويمكن تسمية الأملاح بذكر الأيون السالب مضافاً إليه المقطع (يد، يت، ات) متبوعاً باسم الفلز مثل كلوريد البوتاسيوم KCl، نتريت الصوديوم $NaNO_2$، نترات الصوديوم $NaNO_3$، وتختلف قيمة PH للملح بالاعتماد على نوع الحامض أو القاعدة المشتق منها الملح.

التحلل المائي للأملاح:

عند إذابة الأملاح في الماء يحدث تفكك لهذه الأملاح إلى الأيونات المكونة لها، كما أن المحلول يحتوي على أيونات الماء، وتبعاً لنوع الملح المتفكك يمكن أن يحدث تفاعل بين أيونات الملح وأيونات الماء، ويسمى هذا التفاعل بالتحلل المائي وبناءً على طبيعة الملح يمكن توقع نوع المحلول الناتج حامضياً أو قاعدياً أو متعادلاً حيث يمكن حساب قيمة PH لهذه الأملاح.
وعلى هذا الأساس تقسم الأملاح إلى:

1- الأملاح المتعادلة.
2- الأملاح القاعدية.
3- الأملاح الحامضية.
4- أملاح تعتمد على ثابت تفكك الحامض أو القاعدة المكونة للملح، ويكون هذا النوع من الأملاح حامضياً أو قاعدياً أو متعادلاً ويدرس هذا النوع في مراحل متقدمة إن شاء الله.

الملح: هو مركب ناتج من احلال الأيون الموجب من القاعدة محل الأيون السالب من الحامض.
التحلل المائي للملح: هو عملية تفاعل الصنف المذاب مع جزيئات الماء عندما يكون الماء هو المذيب.
الأملاح المتعادلة: هي أملاح مشتقة من تفاعل حامض قوي مع قاعدة قوية مثل نترات الصوديوم $NaNO_3$.
الأملاح القاعدية: هي أملاح مشتقة من تفاعل حامض ضعيف مع قاعدة قوية مثل فلوريد البوتاسيومKF.
الأملاح الحامضية: هي أملاح مشتقة من تفاعل حامض قوي مع قاعدة ضعيفة مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl

1- الأملاح المتعادلة:

هذا النوع من الأملاح يعطي محاليل متعادلة، لأنّه ليس لأي من أيوناته (الموجبة والسالبة) القابلية على التفاعل مع جزيئات الماء وجعل الاتزان الموجود بين أيونات H^+ و OH^- يضطرب، وحسب قاعدة لي شاتليه.
لذلك تبقى قيمة PH لهذه المحاليل تساوي 7، ومن الأمثلة على هذه الأملاح ($BaSO_4$, KCl, KNO_3, Na_2SO_4, $NaNO_3$, $NaCl$, K_2SO_4) .... إلخ.

$$KCl \longrightarrow K^+ + Cl^-$$
$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

لا تعاني أيونات البوتاسيومK^+ والكلوريد Cl^- تحللاً مائياً، وذلك لأن هذه الأيونات تعود لقاعدة قوية وحامض قوي (أي أنّها لا تعاني من تفاعلات انعكاسية) لذلك يبقى المحلول متعادل.

2- الأملاح القاعدية:

هذا النوع من الأملاح يعطي محاليل قاعدية، وذلك بسبب قابلية الأيون السالب للملح (العائد بالأصل للحامض الضعيف) على التفاعل مع جزيئات الماء لتكوين جزيئات الحامض الضعيف ومحرراً أيونات OH^- وبذلك يضطرب الاتزان بين أيونات H^+ و OH^- وحسب قاعدة لي شاتليه. لذلك تكون قيمة PH لهذه الأملاح أكبر من 7 ومن الأمثلة على هذه الأملاح (CH_3COONa, $NaNO_2$, $NaCN$, KCN) ويمكن توضيح عملية التحلل المائي لملح سيانيد البوتاسيوم KCN كما يأتي:

$$KCN_{(s)} \longrightarrow K^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$
$$CN^- + H - OH \rightleftharpoons HCN + OH^-$$

سبب القاعدة تعاني أيونات السيانيد السالبة CN^- من عملية التحلل المائي (التفاعل مع أيونات H^+ للماء) وذلك لأن هذه الأيونات تعود لحامض ضعيف (أي أنّها تعاني من تفاعلات انعكاسية) لذلك يزداد تركيز أيونات (OH^-) في المحلول وتزداد قاعديته.
ويمكن حساب ثابت الاتزان لهذا التفاعل أي تفاعل (CN^-) مع جزيئة الماء والذي يدعى بثابت التحلل المائي وبدون التطرق إلى الاشتقاق كما يلي:

$$\text{ك}_{\text{ت}} = \frac{\text{ك}_{\text{ماء}}}{\text{ك}_{\text{ح}}} \qquad Kh = \frac{Kw}{Ka}$$

ك ت : ثابت التحلل المائي للملح
ك ماء :الثابت الأيوني للماء وقيمته (1×10^{-14})
ك ح : ثابت تأين الحامض الضعيف.
وكذلك يمكن حساب أيونات الهيدروجين $[H^+]$ والأس الهيدروجيني PH كما يلي:

$$[H^+] = \sqrt{\frac{\text{ك ماء} \times \text{ك ح}}{[\text{ملح}]}} \quad ، \quad [H^+] = \sqrt{\frac{K_a \times Kw}{[Salt]}}$$

مثال (5 – 2)

ما هو ثابت التحلل المائي وما قيمة PH و POH لمحلول (0.1 مولاري) من سيانيد البوتاسيوم؟ علماً بأن ك ح (HCN) = 4.9×10^{-10} و أنّ لوغارتم 7 = 8 .0 ، ثم بين هل المحلول حامضي أم قاعدي؟

الحل

$$\text{ك}_{\text{ت}} = \frac{\text{ك}_{\text{ماء}}}{\text{ك}_{\text{ح}}} = \frac{1\times10^{-14}}{4.9\times10^{-10}} = 0.2 \times 10^{-4}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{\text{ك}_{\text{ماء}} \times \text{ك}_{\text{ح}}}{[\text{الملح}]}}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{1\times10^{-14} \times 4.9 \times 10^{-10}}{0.1}} = \sqrt{49 \times 10^{-24}} = 7 \times 10^{-12}$$

اذن قيمة PH = – لو $[H^+]$ = – لو (7×10^{-12}) = 12 – لو7
=7 – 0.8 اذن PH = 11.2
POH = 14 – PH
POH = 14 – 11.2 = 2.8
وبما أن PH > 7 اذن (المحلول قاعدي)

3- الأملاح الحامضية:

هذا النوع من الأملاح يعطي محاليل حامضية وذلك بسبب قابلية الأيون الموجب للملح (العائد بالأصل للقاعدة الضعيفة) على التفاعل مع جزيئات الماء لتكوين جزيئات القاعدة الضعيفة ومحرراً أيونات H^+ وحسب قاعدة لي شاتليه.

لذلك تكون قيمة PH لهذه الأملاح أقل من 7. ومن الأمثلة على هذه الأملاح :
($(NH_4)_2SO_4$, NH_4Cl, NH_4NO_3)

ويمكن توضيح عملية التحلل المائي لملح نترات الأمونيوم NH_4NO_3 كما يأتي:

$$NH_4NO_3 \longrightarrow NH_4^+ + NO_3^-$$

$$NH_4^+ + H-OH \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$$ (سبب الحامضية)

تعاني أيونات الأمونيوم الموجبة (NH_4^+) من عملية التحلل المائي (التفاعل مع أيونات OH^- للماء) وذلك لأنّ هذه الأيونات تعود لقاعدة ضعيفة (أي أنها تعاني من تفاعلات انعكاسية) لذلك يزداد تركيز أيونات (H^+) في المحلول وتزداد الحامضية).

كما يمكن حساب ثابت التحلل المائي للملح من العلاقة

$$Kh = \frac{Kw}{Kb}$$

$$ك_ت = \frac{ك_{ماء}}{ك_ق}$$

$ك_ت$: ثابت التحلل المائي للملح.

$ك_{ماء}$: الثابت الأيوني للماء وقيمته 1×10^{-14}

$ك_ق$: ثابت تأين القاعدة الضعيفة.

وكذلك يمكن حساب تركيز أيونات الهيدروجين $[H^+]$ والأس الهيدروجيني PH أيضاً من العلاقة الآتية:

$$[H^+] = \sqrt{\frac{Kw \,.\, [C]}{Kb}}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{ك_{ماء} \times [الملح]}{ك_ق}}$$

مثال (2 - 6)

ما قيمة PH وما تركيز أيونات $[OH^-]$ لمحلول أذيب فيه (5.35 غم) من كلوريد الأمونيوم في (500 مل) من الماء المقطر، إذا علمت أنّ الكتلة المولية لكلوريد الأمونيوم NH_4Cl تساوي (53.5 غم / مول) وأنّ قمية ثابت تفكك الأمونيا ($ك_ق = 2 \times 10^{-5}$)



نجد التركيز المولاري للملح

$$\text{التركيز المولاري لـ } NH_4Cl = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$$

$$= \frac{\frac{5.35\ (\text{غم})}{53.5\ (\text{غم / مول})}}{\frac{500}{1000}} = \frac{0.1\ \text{مول}}{0.5\ \text{لتر}} = 0.2\ \text{مول / لتر}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{\text{ك}_{\text{ماء}} \times [\text{الملح}]}{\text{ك}_{\text{ق}}}} = \sqrt{\frac{1\times 10^{-14} \times 0.2}{2 \times 10^{-5}}}$$

$$= \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5}\ \text{مول / لتر}$$

اذن $[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$ مول / لتر

PH = - لو $[H^+]$ = - لو $10^{-5} = 5$

بما أن قيمة PH للمحلول الملحي اقل من 7

اذن يكون تاثيره حامضياً.

نشاط

1- أذيب(6 غم) من كلوريد الصوديوم في (¼ لتر) من الماء المقطر ما قيمة PH وما تركيز OH في المحلول؟ ولماذا؟

2- ما تركيز أيونات الهيدروجين $[H^+]$ وقيمة POH لملح خلات الصوديوم الذي تركيزه (0.01 مولاري) إذا علمت أنّ ثابت التحلل المائي لهذا الملح يساوي (5×10^{-4})؟

3- احسب قيمة POH لمحلول نترات الأمونيوم بتركيز 0.5 مول/لتر علماً أنّ (ك$_{\text{ق}}$=4.74)، وهل المحلول حامضي أم قاعدي؟

4- ماذا تتوقع أن يكون الوسط لمحاليل الأملاح التالية في ضوء ما تعلمته (NH_4Cl $CaSO_4$, NaF).

الدرس السابع
الأيون المشترك



الأهداف

1. أن يعرّف الأيون المشترك.
2. أن يذكر فوائد الأيون المشترك.
3. أن يعطي أمثلة لأنواع الأيون المشترك.
4. أن يحسب تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ وتركيز أيون الهيدروكسيل $[OH^-]$.

بعد أن تعرفنا على محاليل تحتوي على مذاب واحد سواءً أكان حامضاً أو قاعدة أو ملحاً، سندرس سلوك محلول مائي يحتوي على مذابين (إلكتروليت قوي وإلكتروليت ضعيف) ويتشابهان في احتوائهما على أيون متشابه يدعى بـ (الأيون المشترك)، وبذلك يعمل الإلكتروليت القوي على تقليل تفكك الإلكتروليت الضعيف وحسب قاعدة لو شاتليه.

ويعرف **الأيون المشترك** بأنّه الأيون الناتج من تفكك إلكتروليت قوي يشابه أحد أيوني الإلكتروليت الضعيف لكي يزيد من سرعة التفاعل العكسي للإلكتروليت الضعيف.

فوائد الأيون المشترك:

1- تقليل الحامضية لحامض ضعيف أو تقليل القاعدية لقاعدة ضعيفة.
2- السيطرة على قيمة PH في المحاليل المنظمة (بفر).
3- تقليل قابلية الذوبانية للمركبات الشحيحة الذوبانية في الماء بالإضافة إلى ترسيبها أو فصلها من محاليلها المائية.

محاليل الأيون المشترك:

1- محلول حامض ضعيف وأحد أملاحه: لتوضيح ميكانيكية عمل الأيون المشترك في مثل هذه المحاليل نستخدم على سبيل المثال حامض (HCN) ويضاف اليه ملح (KCN) المشتق من الحامض نفسه وكما يلي:

$$HCN \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} H^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

$$KCN \longrightarrow K^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

أيون مشترك

نلاحظ انحراف موضع الاتزان للتفاعل الأول بالاتجاه العكسي بسبب زيادة تركيز أيونات CN^- القادمة من الإلكتروليت القوي وحسب قاعدة لو شاتليه مما يؤدي إلى التقليل من تفكك الحامض الضعيف وبذلك تقل الحامضية.
ويمكن حساب تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ من علاقة ثابت التفكك للحامض الضعيف وكما يلي:

$$\text{ك}_\text{ح} = \frac{[\text{أيون } H^+][\text{أيون } CN^-]}{[\text{الحامض الضعيف}]}$$

وباعادة ترتيب العلاقة السابقة نحصل على:

$$[H^+] = \text{ك}_\text{ح} \times \frac{[\text{الحامض الضعيف}]}{[\text{الملح}]}$$

أن تركيز الملح في العلاقة الثانية يمثل تركيز أيونات (CN^-) السالبة وذلك لأن (KCN) سيانيد البوتاسيوم إلكتروليت قوي تام التفكك (أي تتساوى تراكيز الأيونات مع تركيز الإلكتروليت القوي).

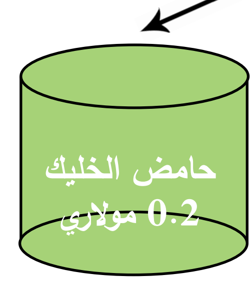
اما أيونات (CN^-) المتأيّنة من الحامض الضعيف HCN تهمل وذلك للتقريب وسهولة الحل لأنّها كمية قليلة جداً مقارنة بتركيز (CN^-) القادم من KCN.
وبأخذ اللوغارتم لطرفي العلاقة الثانية ينتج ما يلي:

$$PH = \text{P ك}_\text{ح} + \text{لـو} \frac{[\text{الملح}]}{[\text{الحامض}]}$$

مثال (7 – 2)

احسب قيمة PH لمحلول (0.2 مولاري) من حامض الخليك قبل وبعد إضافة (0.1 مولاري) من خلات الصوديوم CH_3COONa علماً بأن كـح للحامض = (2×10^{-5}) ثم قارن بين النتائج.





أ. قبل إضافة خلات الصوديوم (المحلول حامض ضعيف) :

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H^+
قبل التفاعل	0.2	0	0
عند الاتزان	0.2 − س (تهمل)	+ س	+ س

ك ح = 2×10^{-5}

وتحسب قيمة $[H^+]$ من علاقة ثابت التأين للحامض
أو تحسب من العلاقة التالية وبدون استخدام المعادلة:

$[H^+]$ = √ ك ح [الحامض الضعيف]

= √ (2×10^{-5}) × 0.2 = 2×10^{-3} مولاري

PH = − لـو $[H^+]$ = − لـو 2×10^{-3} = 3 − لـو 2 = 3 − 0.3 = 2.7

ب− بعد إضافة خلات الصوديوم (أيون مشترك لحامض ضعيف وملحه)

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$
$$CH_3COONa \longrightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

$[H^+]$ = ك ح × [الحامض] / [الملح] = 2×10^{-5} × $\frac{0.2}{0.1}$

= 4×10^{-5} مولاري

PH = − لـو $[H^+]$

PH = − لـو 4×10^{-5} = 5 − لـو 4 = 5 − 0.6 = 4.4

PH = ك ح P + لـو [الملح] / [الحامض] = − لـو 2×10^{-5} + لـو $\frac{0.1}{0.2}$

PH = 4.7 + (− 0.3) = 4.4

2− محلول (قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها): لتوضيح ميكانيكة عمل الأيون المشترك في مثل هذه المحاليل ولتقليل القاعدية نستخدم على سبيل المثال محلول NH_3 يضاف إليه كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ملح مشتق من الحامض نفسه وكما يلي:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$
$$NH_4 + Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

نلاحظ انحراف التفاعل الأول بالاتجاه العكسي بسبب زيادة تركيز أيونات NH_4^+ القادمة من الإلكتروليت القوي وحسب قاعدة لو شاتليه ممّا يؤدي إلى التقليل من تفكك القاعدة الضعيفة وبذلك تقل القاعدية.
ويمكن حساب تركيز أيون الهيدروكسيل (OH^-) من علاقة ثابت تفكك القاعدة الضعيفة وبأسلوب الحامض الضعيف نفسه وملحه تكتب العلاقة على النحو الآتي:

$$[OH] = \text{ك}_{\text{ق}} \times \frac{[\text{القاعدة الضعيفة}]}{[\text{الملح}]}$$

مثال (2 − 8)

احسب قيمة PH في محلول يحتوي على (0.3 مولاري) من كلوريد الأمونيوم و (0.3 مولاري) من الأمونيا علماً بأنّ (كق للأمونيا = 4.7) ؟



$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$
$$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

$$POH = P\,\text{ك}_{\text{ق}} + \text{لو}\,\frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$POH = 4.7 + \text{لو}\,\frac{0.3}{0.3}$$

$$POH = 4.7 + \text{لو}\ 1 = 4.7$$

$$PH = 14 - POH$$

$$PH = 14 - 4.7 = 9.3$$

انتبه

عندما يتساوى تركيز القاعدة والملح في الأيون المشترك
فأن POH = Pك ق
وعندما يتساوى تركيز الحامض والملح في الأيون المشترك
فأن PH = Pك ح

نشاط

1- ما هو التأثير الناتج من إضافة (0.5 مول) من ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl إلى لترٍ من محلول الأمونيا NH_3 بتركيز (0.1 مولاري) على درجة تفكك القاعدة؟ علماً أنّ كق للأمونيا =(1.8×10^{-5}).

2- ما قيمة الأس الهيدروجيني PH لمحلول (1 مولاري) من حامض البنزويك؟ وكم تصبح قيمة PH لو اضيف (0.3 مول) من بنزوات الصوديوم C_6H_5COONa إلى (3 لتر) من الحامض؟ ثم ناقش التغيّر في قيمة PH علماً أنّ كح =(6.4×10^{-5}).

الدرس الثامن
المحاليل المنظمة (محلول بفر)

عدد الحصص 1

الأهداف

1- أن يعرّف محلول المحلول المنظم (محلول بفر).
2- أن يعطي مثالا عن المحلول المنظم (محلول بفر).

إنّ كثيراً من التفاعلات الصناعية بل وحتى التفاعلات التي تجري داخل جسم الإنسأن والنبات والحيوان تكون بحاجة إلى المحافظة على قيمة PH ثابتة، أو أنّها تتغيّر ضمن حدود بسيطة على الرغم من إضافة كميات قليلة من حوامض أو قواعد، لذلك فاجسامنا تستعمل خليطاً من المركبات تعمل بصفتها نظاماً مانعاً يدعى المحلول المنظم (محلول بفر)، وعمل هذا الخليط هو المحافظة على قيمة PH ضمن مدى محدود ولايسمح بتجاوزه وعلى هذا الأساس يمكن أن يُعرّف المحلول المنظم (محلول بفر) بأنّه محلول مائي مكون من مزيج لحامض ضعيف مع أحد أملاحه أو قاعدة ضعيفة مع أحد أملاحها ويكون لهذا المزيج القابلية على مقاومة التغيّر في الأس الهيدروجيني عند إضافة كمية صغيرة من حامض قوي أو قاعدة قوية. أما إذا كانت الكمية المضافة كبيرة فلا يمكن السيطرة على قيمة PH في هذه الحالة.



الشكل 2-6

والعلاقة الحسابية المستخدمة في حساب قيمة PH في المحلول المنظم هى العلاقة المستخدمة في الأيون المشترك نفسها مع تغيير بسيط وكما موضح في الجدول الآتي:

نوع المحلول	نوع المادة المضافة	العلاقة المستخدمة
حامض ضعيف وأحد أملاحه	إضافة س مولاري من حامض قوي	$PH = P_{كح} + لو \frac{[الملح] - [H^+]}{[الحامض] + [H^+]}$
	إضافة س مولاري من قاعدة قوية	$PH = P_{كح} + لو \frac{[الملح] + [OH^-]}{[الحامض] - [OH^-]}$
قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها	إضافة س مولاري من حامض قوي	$POH = P_{كق} + لو \frac{[الملح] + [H^+]}{[القاعدة] - [H^+]}$
	إضافة س مولاري من قاعدة قوية	$POH = P_{كق} + لو \frac{[الملح] - [OH^-]}{[القاعدة] + [OH^-]}$

مثال (2 – 9)

لتر من محلول منظم يتكون من (0.6 مولاري) من محلول الأمونيا NH_3 مع (0.6 مولاري) من كلوريد الأمونيوم NH_4Cl. احسب قيمة PH قبل وبعد إضافة (0.2 مولاري) من حامض الهيدروكلوريك ثم قارن النتائج، علماً بأنّ كق للأمونيا تساوي 2×10^{-5}.

الحل

أ. قبل إضافة HCl .(أيون مشترك فقط)

$$\text{POH} = \text{P}\text{ك}_{\text{ق}} + \text{لو}\frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$\text{POH} = -\text{لو}\,(2\times10^{-5}) + \text{لو}\frac{0.6}{0.6} = 4.7 + \text{لو}\,1$$

$$\text{POH} = 4.7$$

$$\text{PH} = 14 - \text{POH} = 14 - 4.7 = 9.3$$

ب. بعد إضافة HCl . (محلول منظم)

$$\text{POH} = \text{P}\text{ك}_{\text{ق}} + \text{لو}\frac{[\text{الملح}] + [H^+]}{[\text{القاعدة}] - [H^+]} = -\text{لو}\,(2\times10^{-5}) + \text{لو}\frac{0.6 + 0.2}{0.6 - 0.2}$$

$$\text{POH} = -\text{لو}\,(2\times10^{-5}) + \text{لو}\,2$$

$$\text{POH} = 4.7 + \text{لو}\,2 = 4.7 + 0.3 = 5$$

$$\text{PH} = 14 - \text{POH} = 14 - 5 = 9$$

نلاحظ أنّ إضافة (0.2 مول) من حامض الهيدروكلوريك (كمية قليلة) لم تؤثر في التغيّر في قيمة PH بشكلٍ كبير.

نشاط

1. ماذا يحصل لقيمة PH عند إضافة (0.2 مول) من حامض الهيدروكلوريك إلى لتر من محلول غير منظم مثل محلول ملح الطعام (كلوريد الصوديوم).
2. تخيل أنّ دم الإنسان لايحوي على مخاليط (محاليل منظمة) ماذا يحصل عند تناول نصف ثمرة ليمون حامض.
3. من المعلوم أنّ ثنائي أوكسيد الكاربون عندما يذوب في الدم يتحوّل إلى حامض الكاربونيك تأمل ماذا يحصل في قيمة PH الدم عند:

أ–الركض ومن ثم التنفس بسرعة.

ب–انقطاع التنفس.

الدرس التاسع
الذوبانية وحاصل الذوبانية

عدد الحصص 2

الأهداف

1- أن يعرّف الأملاح شحيحة الذوبان، ثابت حاصل الذوبانية، قابلية الذوبانية المولارية للملح الشحيح الذوبان.
2- أن يحسب ثابت حاصل الذوبانية للاملاح الشحيحة الذوبان بدلالة قابلية الذوبانية.
3- أن يعطى مثالا لملح شحيح الذوبان.
4- أن يجد الذوبانية وثابت الاتزان لتفكك الملح الشحيح الذوبان.

أنّ الأملاح وكما هو معلوم منها ما هو تام التأين ومنها ما هو ضعيف التأين، وما يهمنا في هذا الدرس هو الأملاح ضعيفة التأين والتي تسمى بالأملاح شحيحة الذوبانية أي أنّ الأملاح متفاوته في قابلية ذوبانها ويمكن تعريف **قابلية الذوبانية** بأنّها عدد مولات المادة التي تذوب في لتر واحد من المحلول المشبع للمادة.

وعند الوصول إلى حالة الاتزان الأيوني بين جزيئات الملح الشحيح الذوبانية والأيونات المتفككة منه تكتب معادلة تفكك هذا الملح كما في المثال أدناه:

$$AB_{(s)} \rightleftharpoons A^{+}_{(aq)} + B^{-}_{(aq)}$$

وبذلك يكون ثابت الاتزان لهذا التأين:

$$ك_م = \frac{[B^-]\,[A^+]}{[BA]}$$

$$ك_م\ [AB] = [B^-]\,[A^+]$$

كمية ثابتة

$$\text{اذاً}:\ ك_ذ = [B^-]\,[A^+]$$

كذ: تمثل ثابت حاصل الذوبانية للملح الشحيح.

$[A^+]$ و $[B^-]$: تمثل تراكيز أيونات الملح الشحيح الذوبانية.

انتبه

بما أنّ الحجم يساوي واحد لتر يكون عدد المولات يساوي المولارية

$$\text{المولارية} = \frac{\text{(عدد المولات)}}{\text{الحجم}}$$

ويعرف ثابت **حاصل الذوبان(كذ)** بأنّه الكمية الناتجة من حاصل ضرب التراكيز المولارية (عند حالة الاتزان) للأيونات الناتجة من تفكك المادة شحيحة الذوبان كلاً مرفوع إلى أسٍ مساوٍ لعدد المولات في المادة.

ويمكن التعبير عن ثابت حاصل الذوبانية للأملاح الشحيحة الذوبان بدلالة (س) ولبعض الأملاح وكما يلي :

$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$

س س ⟶ س

$ك_{ذ\,AgCl} = [Ag^{+}][Cl^{-}]$

$ك_{ذ\,AgCl} = س \times س = س^{2}$

$CaF_{2(s)} \rightleftharpoons Ca^{+2}_{(aq)} + 2F^{-}_{(aq)}$

س 2س ⟶ س

$ك_{ذ\,CaF_2} = [Ca^{+2}][F^{-}]^{2}$

$ك_{ذ\,CaF_2} = س \times (2س)^{2} = 4س^{3}$

وعليه فإن **قابلية الذوبانية المولارية (س) للملح الشحيح الذوبان** يمكن تعريفها على أنّها التركيز المولاري للأيونات الناتجة من تفكك الملح في المحلول عند الوصول إلى حالة الاتزان (الإشباع).

انتبه

إنّ العلاقات السابقة تطبق عندما يكون الملح الشحيح الذوبان ذائب وحدهُ في الماء، أمّا إذا كان هنالك أيون مشترك معه (أكثر من ملح مذاب) فهذا سيتم دراسته في مراحل دراسية قادمة إن شاء الله .

مثال  (10 – 2)

احسب ذوبانية كبريتات الرصاص $PbSO_4$ في محلوله المائي المشبع إذا علمت أنّ ثابت حاصل الذوبانية له ($ك_{ذ}$) = (1×10^{-8}).

الحل

$PbSO_{4(s)} \xrightleftharpoons{H_2O} pb^{+2}_{(aq)} + SO_4{}^{-2}_{(aq)}$

س س ⟶ س

$ك_{ذ} = [Pb^{+2}][SO_4{}^{-2}]$

$1 \times 10^{-8} = س \times س$

$س^{2} = 1 \times 10^{-8}$

$س = 1 \times 10^{-4}$ مولاري.

مثال (11 - 2)

احسب قيمة ثابت حاصل الذوبان لملح كبريتات الفضة (Ag_2SO_4) إذا علمت أنّ قابلية ذوبان هذا الملح في محلوله المائي المشبع تساوي (1×10^{-2}) مولاري.



الحل

$$Ag_2SO_{4\,(s)} \xrightleftharpoons{H_2O} 2Ag^{+} + SO_4^{-2}$$

س ⟶ 2س   س

ك ذ = $[Ag^{+1}]^2\,[SO_4^{-2}]$

ك ذ = (2س)^2 × س = 4 س^3 وبالتعويض عن قابلية الذوبانية ينتج:

ك ذ = 4 × $(1\times10^{-2})^3$ = 4 × 10^{-6}

مثال (12 - 2)

ثابت حاصل الذوبانية لملح أوكزالات الكالسيوم (CaC_2O_4) يساوي (1.8×10^{-9})، فإذا علمت أنّ تركيز أيون الكالسيوم في بلازما الدم يساوي (3×10^{-3}) مولاري وأنّ تركيز أيون ألاوكزالات فيه يساوي (1×10^{-7}) مولاري هل تتوقع أن تترسب أوكزالات الكالسيوم في الدم أم لا ؟

الحل

$$CaC_2O_{4(s)} \rightleftharpoons Ca^{+2}_{(aq)} + C_2O_4^{-2}{}_{(aq)}$$

3×10^{-3} مول/لتر 1×10^{-7} مول/لتر

حاصل الإذابة = $[Ca^{+2}]\,[C_2O_4^{-2}]$

حاصل الإذابة =(3×10^{-3})×(1×10^{-7})= 3×10^{-10}

ثابت حاصل الذوبانية =(1.8×10^{-9})= 18×10^{-10}

وبما أن ثابت حاصل الذوبانية > حاصل الإذابة

$18\times10^{-10} > 3\times10^{-10}$

إذاً لا يحصل ترسيب لملح أوكزالات الكالسيوم في بلازما الدم عند حدود هذه التراكيز لكن تحصل إذابه.

انتبه

إذا كان:

حاصل الإذابة أصغر من كذ فإنه يحصل إذابة للملح.

حاصل الإذابة أكبر من كذ فإنه يحصل ترسيب للملح.

حاصل الإذابة يساوي كذ فإن الملح في حالة إشباع.

نشاط

1- ينصح المريض الذي يعاني من أمراض الكلية (رمل أو حصى الكلية) بشرب الماء بكثرة ولا سيّما فور الاستيقاظ من النوم، ابحث في السبب على ضوء ما درسته في موضوع الذوبانية.

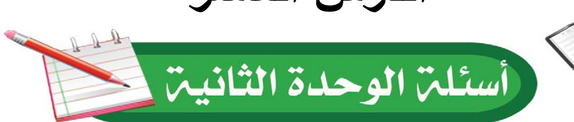
2- احسب ثابت حاصل الذوبانية لملح فلوريد المغنيسيوم MgF_2 إذا علمت أنّ قابلية ذوبانه في محلوله المائي المشبع تساوي (1.3×10^{-3} مولاري)؟

ملخص لقوانين الاتزان الأيوني

$K_w = [H^+][OH^-]$	ثابت تفكك الماء	ك ماء = $[H^-]$ $[OH^+]$
$PH = -\, Log\, [H^+]$	الأس الهيدروجيني	PH = − لو $[H^+]$
$K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]}$	ثابت تفكك الحامض	كح = [أيون H^+] [الأيون السالب] / [الحامض الضعيف]
$[H^+] = \sqrt{K_a\, [Acid]}$	تركيز أيون الهيدروجين	$[H^+]$ = √(كح [الحامض الضعيف])
$PK_a = -\, Log\, K_a$	أس ثابت تفكك الحامض	P كح = − لو ك ح
$[OH^-] = \sqrt{K_b\, [Base]}$	تركيز أيون الهيدروكسيد	$[OH^-]$ = √(ك ق × [القاعدةالضعيفة])
$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$	ثابت تفكك القاعدة	ك ق = [أيونات OH^-][الأيون الموجب] / [القاعدة الضعيفة]
$[H^+] = \sqrt{\frac{K_a \times K_w}{[Salt]}}$	(الملح القاعدي)	$[H^+]$ = √(ك ماء × ك ح / [ملح])
$[H^+] = \sqrt{\frac{[Salt] \times K_w}{K_b}}$	(الملح الحامضي)	$[H^+]$ = √(ك ماء ×[ملح] / ك ق)
$K_h = \frac{K_w}{K_a}$	ثابت التحلل المائي للملح القاعدي	ك ت = ك ماء / ك ح
$K_h = \frac{K_w}{K_b}$	ثابت التحلل المائي للملح الحامضي	ك ت = ك ماء / ك ق
$[H^+] = K_a \frac{[Acid]}{[Salt]}$	أيون مشترك لحامض ضعيف واحد أملاحه	$[H^+]$ = ك ح× [الحامض] / [الملح]
$PH = PK_a + Log \frac{[Salt]}{[Acid]}$		PH = ك ح P + لو [الملح] / [الحامض]
$[OH^-] = K_b \frac{[Base]}{[Salt]}$	أيون مشترك لقاعدة ضعيفة واحد أملاحها	$[OH^-]$ = ك ق × [القاعدة] / [الملح]
$POH = PK_b + Log \frac{[Salt]}{[Base]}$		POH = ك ق P + لو [الملح] / [القاعدة]

الدرس العاشر





س1/ وضح مع المعادلات لماذا يعّد الماء أمفوتيرياً في نظر برونشتد وقاعدياً في نظرلويس؟

س2/ مثيل الأمين (CH_3NH_2) قاعدة ضعيفة وحامض الهيدروفلوريك (HF) حامض ضعيف اكتب معادلة تحلل كل منهما في الماء بحسب مفهوم برونشتد موضحاً الحامض والقاعدة القرينين وقوة كل واحد منهم؟

س3/ ثابت تفكك حامض الهيدروكلوريك (HF) يساوي (6.4×10^{-4}) فهل يمكن استخدام التقريب في حساب (H^+) لمحلول منه بتركيز (0.1 مولاري) أم يجب استخدام طريقة الدستور؟

س4/ أكمل الجدول الآتي:

رقم المحلول	PH	$[H^+]$	$[HO^-]$	POH	نوع المحلول
1	7.3				
2	3.7				
3			1×10^{-7}		
4				6.4	
5				4.7	

س5/ احسب تركيز $[H^+]$ ودرجة التفكك والنسبة المئوية لتأيّن حامض عضوي ضعيف في محلول (0.009 مولاري) منه إذا علمت أنّ ثابت تفككه يساوي (1.44×10^{-5})؟

س6/ احسب تركيز ملح كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) الموجود مع محلول الأمونيا بتركيز (0.05 مولاري) إذا علمت أنّ PH المحلول تساوي (8.9) ؟

س7/ النسبة المئوية للتأيّن لمحلول (0.01 مولاري) من البريدين (C_5H_5N) تساوي 4×10^{-2} احسب ثابت تفكك البردين (ك ق) في المحلول؟

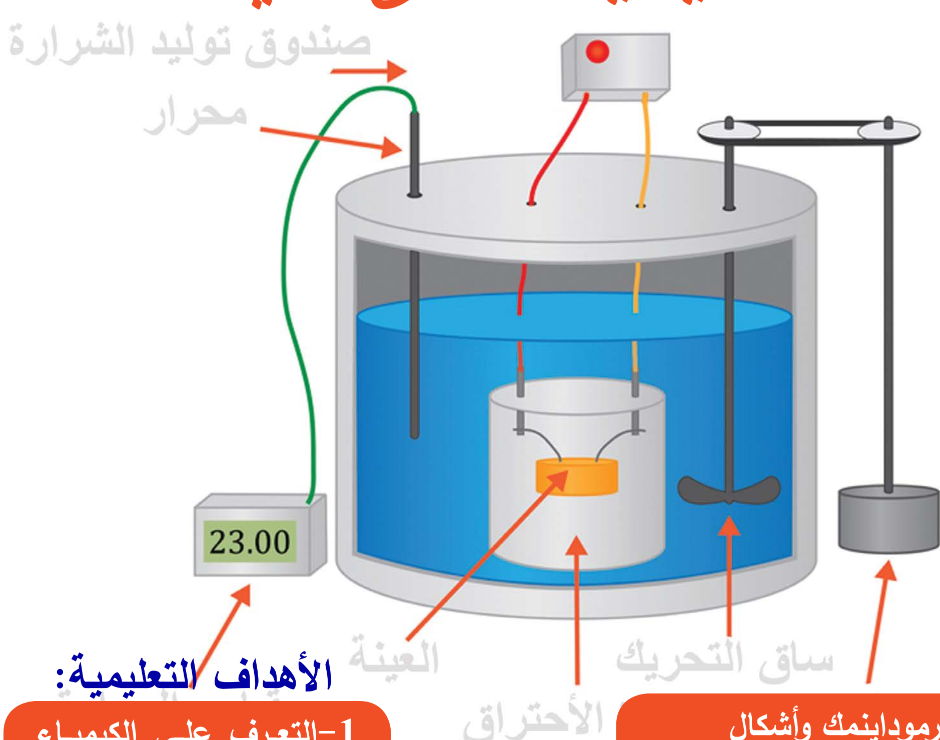
س8/ PH تساوي 8.7 لمحلول يتكون من حامض الهيدروسيانيك (HCN) مع (0.2 مولاري) من سيانيد البوتاسيوم، احسب تركيز الحامض في المحلول علماً أن كح لـ HCN = (1×10^{-11}) ثم احسب قيمة PH بعد إضافة (0.1 مول) من هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) إلى لتر من هذا المحلول.

س9/ إذا علمت أن ثابت حاصل الذوبانية لملح فلوريد الكالسيوم CaF_2 يساوي (3.2×10^{-11}) احسب قابلية الذوبانية لهذا الملح في محلوله المائي المشبع؟

س10/ محلول يحتوي على نترات الفضة ($AgNO_3$) الذائبة بتركيز (0.3×10^{-5}) مولاري وكلوريد الصوديوم (NaCl) الذائب بتركيز (0.5×10^{-3}) مولاري هل يحصل ترسيب لملح (AgCl) في المحلول أم لا؟ علماً أن كذ لـ(AgCl) = 5.1×10^{-10}.(وضح ذلك).

الوحدة الثالثة

الكيمياء الحرارية



- الثرموداينمك وأشكال الطاقة.
- الحرارة.
- دالة الحالة وحرارة التفاعل.
- أنواع الإنثالبيات.
- حساب حرارة التفاعل من إنثالبيات التكوين.
- قانون هيس.
- الإنتروبي.
- طاقة كبس الحرة.
- حساب إنتروبي التغيّرات الفيزيائية.
- أسئلة الوحدة.

الأهداف التعليمية:

1- التعرف على الكيمياء الحرارية.
2- توضيح المفاهيم الآتية (الحرارة، دالة الحالة، حرارة التفاعل).
3- تحديد أنواع الإنثالبيات.
4- إيجاد حرارة التفاعل من إنثالبيات التكوني.
5- التعريف بـ (قانون هيس، الإنتروبي، طاقة كبس الحرة).
6- حساب إنتروبي التغيّرات الفيزيائية.

الدرس الأول
الثرموداينمك وأشكال الطاقة

عدد الحصص 1

الأهداف

1- أن يعرّف الثرموداينمك، الكيمياء الحرارية، الطاقة الكامنة، الطاقة الحركية، النظام، المحيط، المجموعة.
2- أن يبين أهمية علم الثرموداينمك.
3- أن يعدد أشكال الطاقة.
4- أن يصنف الأنظمة.

لقد تعرف الإنسان على الحرارة وتعامل معها منذ القدم والحرارة هي شكل من أشكال الطاقة الموجودة، ومن الممكن تحويل الطاقة الحرارية إلى أنواع أخرى من الطاقة وبالعكس عن طريق العديد من العمليات والإجراءات الموجودة في حياتنا العملية واليومية، حيث يمكن تحويل الطاقة الحرارية إلى طاقة حركية كما في المحركات المعتمدة على الاحتراق الداخلي ومنها إلى أنواع مختلفة من الطاقة كالطاقة الكهربائيّة والطاقة الضوئية وغيرها ومن هنا يمكن اعتبار الطاقة الحراريّة أهم أنواع الطاقة بالنسبة إلى الإنسان لأنّها الطاقة التي نحصل عليها من الشمس أولاً ومن أنواع الوقود ثانياً ومن دون التعامل مع هذه الطاقة لا يمكن الوصول إلى حضارة بشرية مزدهرة.

علم حركيات الطاقة (الثرموداينمك):-

يُعرّف **الثرموداينمك** بأنّه العلم الذي يدرس الطاقة الحرارية وجميع تحوّلاتها ويقيس كمية الحرارة الناتجة والمستهلكة في التفاعلات الكيميائية أو التحوّلات الفيزيائية المختلفة في الكون.

الكيمياء الحرارية:- هي فرع من فروع علم الثرموداينمك والذي يعنى بدراسة التغيّرات الفيزيائية والتفاعلات الكيميائية، أي أنّها تُعنى بدراسة إنثالبي التفاعلات الكيميائية والتغيّرات الفيزيائية.

أهمية علم الثرموداينمك:-

1- قياس الكميات الحرارية الناتجة والمستهلكة في التفاعلات الكيميائية أو التغيّرات الفيزيائية المختلفة.
2- يتنبأ بإمكانية حدوث التفاعل الكيميائي أو التغيّر الفيزيائي بصورة تلقائية أم لا.
3- يبين سبب حدوث التفاعلات الكيميائية والطاقة المصاحبة لها.
4- تحديد الظروف المثلى لحدوث التفاعلات الكيميائية والتغيّرات الفيزيائية.
5- يدرس تحوّلات الطاقة من الشكل إلى آخر وكذلك انتقال الطاقة بين المواد.

تقسم الطاقة بالشكل عام إلى نوعين

أولاً: الطاقة الكامنة :-

هي الطاقة المخزونة في التركيب الكيميائي للمادة، ويمكن أن تمتلك المادة طاقة كامنة عن طريق موقعها بالنسبة إلى الجاذبية الأرضية فمثلاً يمتلك الماء الموجود خلف السد طاقة كامنة.

ثانياً: الطاقة الحركية:-

هي الطاقة الموجودة في الأجسام المتحركة مثل حركة السيارات والطائرات وغيرها.

وحدات قياس كمية الطاقة ودرجة الحرارة

إنّ الوحدات المستخدمة للتعبير عن الطاقة حسب النظام الدولي للوحدات هي الجول(joule) ورمزه (J) ويعبر عنه وفق الآتي :-

1 جول = 1 كغم. م^2/ ثا^2

$$1J = 1\ kg\ .\ m^2\ /\ S^2$$

كغم = وحدة الكتلة (الكيلو غرام)
م = وحدة الطول (المتر)
ثا = وحدة الزمن (الثانية)

هل تعلم

أنّ السعرة هي من الوحدات المستخدمة لقياس كمية الطاقة الموجودة في المواد الغذائية وهي تعادل 4.184 جول.

وتستخدم درجة الحرارة المطلقة لقياس درجة الحرارة في الثرموداينمك وتحسب كالاتي:-

درجة الحرارة المطلقة = درجة الحرارة المئوية + 273

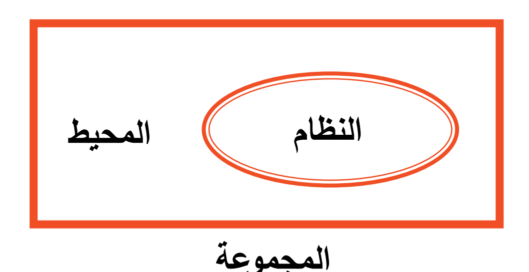
ط = مْ + 273

المصطلحات المستخدمة في التفاعلات الحرارية (الثرموداينمكية)

النظام : هو عبارة عن جزء معين من الكون يتكون من المادة أو المواد المشتركة في حدوث تغيّرات فيزيائية وكيميائية محدودة داخل حدود معينة.

المحيط : كل ما يحيط بالنظام ويؤثّر فيه من تغيّرات فيزيائية وكيميائية .

المجموعة : هي النظام + المحيط



المجموعة

أنواع الأنظمة :

1- النظام المفتوح: وهو النظام الذي يسمح بتبادل مادة النظام وطاقته مع المحيط، مثل تسخين الماء في إناء مفتوح .

2- النظام المغلق: هو ذلك النظام الذي يبادل طاقته فقط دون مادته مع المحيط مثل تسخين الماء في إناء مغلق .

3- النظام المعزول: هو ذلك النظام الذي لا يسمح بتبادل أي من مادته أو طاقته مع المحيط. مثال ذلك الثرموس وهو إناء مغلق وذا جدار عازل.

نشاط

اذكر أمثلة من حياتك اليومية عن كل ممّا يأتي:
(الطاقة الكامنة، الطاقة الحركية، النظام المفتوح، النظام المغلق، النظام المعزول).

الدرس الثاني
الحرارة



الأهداف

1- أن يعرّف الحرارة، درجة الحرارة، السعة الحرارية، الحرارة النوعية.
2- أن يحدد وحدة قياس السعة الحرارية والحرارة النوعية.
3- أن يحسب كمية الحرارة.
4- أن يوضح علاقة كمية الحرارة المفقودة المكتسبة لجسم ما مع التغيّر في درجات الحرارة.

تُعد الحرارة أحد أشكال الطاقة الشائعة في حياتنا اليومية وتُعرّف بأنها انتقال الطاقة الحرارية بين جسمين درجة حرارتهما مختلفة ويرمز للحرارة بالرمز(q) و درجة الحرارة هي مقياس للطاقة الحرارية وتتناسب كمية الحرارة المفقودة أو المكتسبة (q) لجسم ما طردياً مع التغيّر في درجات الحرارة ويرمز للتغيّر بدرجة الحرارة بالرمز (ΔT) وكما هو موضح في أدناه:

كمية الحرارة $\propto$ التغيّر في درجة الحرارة

$q \propto \Delta T$ $\qquad$ $q = C.\Delta T$

كمية الحرارة = السعة الحرارية × التغير في درجة الحرارة

التغيّر في درجة الحرارة = درجة الحرارة النهائية− درجة الحرارة الابتدائية

(Δ د = د$_2$ − د$_1$)

العلاقة بين كمية الحرارة و السعة الحرارية:

السعة الحرارية (c):- هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة مقدره بالغرام من أية مادة درجة مئوية واحدة ووحدتها (جول ١ مْ).

السعة الحرارية = الحرارة النوعية × الكتلة

$C = ς \times m$

الحرارة النوعية ς:- كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتله غرام واحد من مادة درجة مئوية واحدة ووحدتها (جول ١ غم . مْ) .

وبذلك فإن: كمية الحرارة = الحرارة النوعية × الكتلة × Δ د

وبالتالي فأن: كمية الحرارة = السعة الحرارية × Δ د

$q = ς . m .\Delta T$

مثال (1−3)

قطعة من الفضة كتلتها (360 غم) وسعتها الحرارية (86 جول ١ مْ)، احسب حرارتها النوعية؟



ترتبط الحرارة النوعية ς بالسعة الحرارية C بالعلاقة الآتية :-

السعة الحرارية = الحرارة النوعية × الكتلة $C\ (J/C^{\circ}) = \varsigma\ (J/g.C^{\circ}) \times m\ (g)$

ومن تلك المعادلة نحصل على الحرارة النوعية

(الحرارة النوعية) = $\frac{\text{السعة الحرارية}}{\text{الكتلة}}$ = $\frac{\text{86 جول / مْ}}{\text{360 غم}}$ = 0.238 جول/غم . مْ

مثال (2-3)

قطعة من النحاس كتلتها (6 غم) سخنت من (21 م°) إلى(124 م°) احسب كمية الحرارة بوحدة (الكيلو جول) إذا علمت أنّ الحرارة النوعية للنحاس(0.39 جول /غم. مْ).

الحل

نجد مقدار التغيّر في درجة الحرارة

Δ د = $د_2 - د_1$ ⬅ Δ د = 124 مْ – 21 مْ = 103 مْ

لحساب كمية الحرارة نستخدم العلاقة الآتية:

كمية الحرارة = الحرارة النوعية × الكتلة × Δ د $q = \varsigma.\ m.\ \Delta\ T$

كمية الحرارة = 0.39 جول/ غم. مْ × 6 غم × 103 مْ = 241 جول

ولتحويل الوحدة من جول إلى كيلو جول نقسم على 1000

كمية الحرارة كيلو جول = $\frac{\text{1 كيلو جول}}{\text{1000 جول}}$ × كمية الحرارة (جول)

كمية الحرارة كج = $\frac{\text{1 كيلو جول}}{\text{1000 جول}}$ × 241 جول

كمية الحرارة = 0.241 كج

نشاط

سخنت عيّنة من مادة مجهولة كتلتها (155 غم) من درجة حرارة (25 مْ) إلى(40 مْ) مما أدى إلى امتصاص حرارة مقدارها(5700 جول)، احسب الحرارة النوعية لهذه المادة؟

الدرس الثالث
دالة الحالة وحرارة التفاعل



الأهداف

1- أن يعرف دالة الحالة، إنثالبي التفاعل ، التغيّر في الإنثالبي .
2- أن يذكر الخصائص العامة للمواد.
3- أن يعدد أنواع التفاعلات الحرارية.
4- أن يعطي أمثلة لتفاعل ماص للحرارة وتفاعل باعث للحرارة.
5- أن يوضح مميزات المعادلات الكيميائية الحرارية.

دالة الحالة:

هي تلك الخاصية أو الكمية التي تعتمد على الحالة الابتدائية للنظام قبل التغير والحالة النهائية للنظام بعد التغير بغض النظر عن الطريق أو المسار الذي تم من خلاله التغير، ومن أمثلة دالة الحالة الانثالبي وسنتعرف لاحقاً على دوال حال أخرى مثل الإنتروبي وطاقة كبس الحرة.

ولا تعد الحرارة والشغل (دوال حالة) لأن القيمة لها تتغيّر كثيراً بتغيّر ظروف التجربة ولأنها تعتمد على الخطوات التي تم منها التغيّر فإنّها لا تعتمد على الحالة الابتدائية والنهائية للنظام فقط.

لا يمكن قياس القيمة المطلقة لدوال الحالة وإنما يمكن قياس مقدار التغيّر (Δ) لهذه الدوال، على سبيل المثال لا يمكن قياس القيمة المطلقة للانثالبية وإنما قياس مقدار التغيّر في الانثالبي .

التغيّر الحراري للتفاعل = الانثالبية النهائية – الانثالبية الابتدائية

الخصائص العامة للمواد:

تقسم الخصائص العامة للمواد إلى نوعين:-

1- الخصائص الشاملة:- وهي تشمل جميع الخصائص التي تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الكتلة, الحجم, السعة الحرارية ، الانثالبي , الإنتروبي, الطاقة الحرة.

2- الخصائص المركزة:- وتشمل جميع الخصائص التي لا تعتمد على كمية المواد الموجودة في النظام مثل الضغط, درجة الحرارة, الكثافة, الحرارة النوعية.

حرارة التفاعل (التغيّر في الإنثالبي) :-

إنثالبي التفاعل (H): هو المحتوى الحراري للمادة، ويقاس بـ (الجول) أو (الكيلو جول) أما (ΔH) فهي التغيّر في حرارة التفاعل المقاسة عند ضغط ثابت أي أنّ:

حرارة التفاعل تحت ضغط ثابت = انثالبي التفاعل ($\Delta H_r = q_p$)

التغيّر في الإنثالبي (ΔH): هو التغيّر الحراري المصاحب للتفاعل الكيميائي أو التغيّر الفيزيائي والذي يساوي الفرق بين انثالبية المواد الناتجة وانثالبية المواد المتفاعلة.

التغيّر في المحتوى الحراري = حرارة المواد الناتجة – حرارة المواد المتفاعلة

$$\Delta H = H_{\text{نواتج}} - H_{\text{متفاعلات}}$$

إذا كانت H (متفاعلات) أكبر من H (نواتج) فإن ΔH إشارتها تكون سالبة أي أن ($\Delta H_r < 0$) والتفاعل يكون باعثاً للحرارة.

أما إذا كانت H (متفاعلات) أصغر من H (نواتج) فإن ΔH إشارتها تكون موجبة أي أنّ $\Delta H_r > 0$ والتفاعل يكون ماصاً للحرارة.

ΔH_r = التغيّر الحراري للتفاعل (حرارة التفاعل) بثبوت الضغط.

أنواع التفاعلات الحرارية:

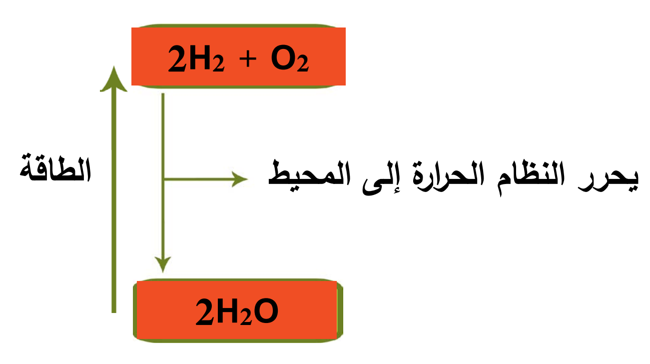
تقسم التفاعلات الحرارية إلى نوعين :-

اولاً - التفاعلات الباعثة للحرارة:-

هي التفاعلات التي تحوّل الطاقة الحرارية من النظام إلى المحيط وكما في التفاعل الكيميائي والتغيّر الفيزيائي الآتيين:-

تفاعل كيميائي $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$ + طاقة

تغير فيزيائي $H_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ + طاقة



(تفاعل باعث للحرارة)

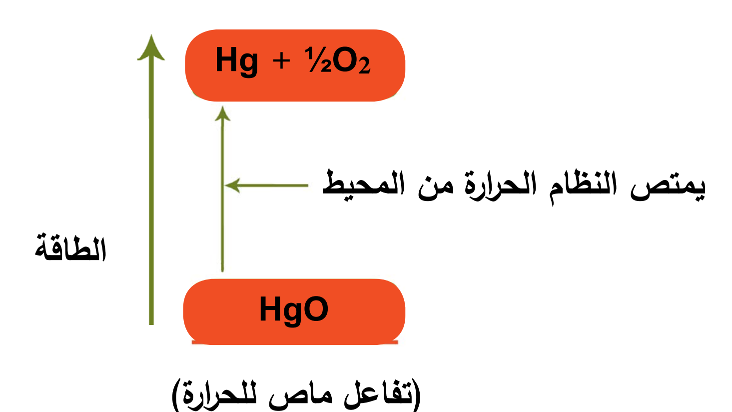
وعلى هذا الأساس تكون إشارة ΔH للتفاعلات الباعثة للحرارة سالبة لأن انثالبية المواد المتفاعلة أكبر من انثالبية المواد الناتجة .

ثانياً- التفاعلات الماصة للحرارة:-

هي التفاعلات التي يمتص فيها النظام الطاقة الحرارية من المحيط وكما في التفاعل الكيميائي والتغيّر الفيزيائي الآتيين :-

تفاعل كيميائي $HgO_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow Hg_{(l)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$

تغيّر فيزيائي $H_2O_{(s)} + \text{طاقة} \rightarrow H_2O_{(l)}$



(تفاعل ماص للحرارة)

وعلى هذا الأساس تكون إشارة (ΔH) للتفاعلات الماصة للحرارة موجبة لأنّ انثالبية المواد الناتجة أكبر من انثالبية المواد المتفاعلة.

المعادلة الكيميائية الحرارية :

تتميز المعادلات الكيميائية الحرارية عن المعادلات الكيميائية الأخرى بما يأتي :-

1- تكتب انثالبية التفاعل إلى يمين المعادلة الحرارية فمثلاً تغيّر مادة صلبة إلى سائلة.

$H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ ΔH_r^o = 6 كج / مول

إذا كانت إشارة ΔH موجبة فإن التفاعل ماص للحرارة ويمكن تضمين الحرارة الممتصة مع المواد المتفاعلة كما في المثال الآتي:-

$H_2O_{(s)}$ + 6 كج / مول $\longrightarrow H_2O_{(l)}$

أمّا إذا كانت إشارة ΔH سالبة فإن التفاعل باعث للحرارة كما في المثال الآتي:

$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$ ΔHr^o = - 890 كج \ مول

ويمكن تضمين الحرارة المنبعثة مع المواد الناتجة كما في المثال الآتي:

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O + \text{890 كج \ مول}$$

2- يجب ذكر الحالة الفيزيائية للمواد الداخلة والناتجة من التفاعل وتستخدم الحروف لكتابة حالة المادة كما في الجدول الآتي:

الرمز	حالة المادة
S	صلب(Solid)
l	سائل(liguid)
g	غاز(gas)
aq	محلول مائي(aqueous)

ويعود السبب في ذلك إلى أن كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة تتغيّر بتغيّر الحالة الفيزيائية لمواد التفاعل والمثال التالي يوضح ذلك:

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_r^\circ = -286 \text{ كج \ مول}$$

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \qquad \Delta H_r^\circ = -242 \text{ كج \ مول}$$

3- إذا تم عكس التفاعل فإن إشارة انثالبي التفاعل تتغيّر من الموجب إلى السالب أو العكس فمثلاً:

$$H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_r^\circ = +6 \text{ كج \ مول}$$

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(s)} \qquad \Delta H_r^\circ = -6 \text{ كج \ مول}$$

4- عند ضرب أو قسمة طرفي المعادلة بمعامل عددي معين فيجب اتباع نفس الخطوات على ΔH_r. فمثلاً :

$$H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_r^\circ = +6 \text{ كج \ مول}$$

$$2H_2O_{(s)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_r^\circ = 2 \times 6 = 12 \text{ كج \ م}$$



فسِّر ماذا نعني بدالة الحالة، وأعطِ مثالاً على كميتين تعدان دالة حالة وأخرى دالة مسار (دالة غير حالة).

الدرس الرابع
أنواع الإنثالبيات



الأهداف

1- أن يعرّف إنثالبية التفاعل القياسي، المسعر الحراري، قانون لابلاس، حرارة التكوين القياسي.
2- أن يعدد إنثالبيات أخرى لحساب حرارة التفاعل.
3- أن يوضح طرائق قياس حرارة التفاعل.

تعرف انثالبية التفاعل القياسي (ΔHr^o) بأنّها مقدار التغيّر في الانثالبية المصاحبة لتفاعل كيميائي وفي الظروف القياسية، والظروف القياسية لتفاعل الغازات هي ضغط (1 جو) ودرجة الحرارة (25 مْ) بما تعادل 298 مطلقة.

يمكن حساب حرارة التفاعل (ΔHr^o) من أنواع الانثالبيات الأخرى وهي :-

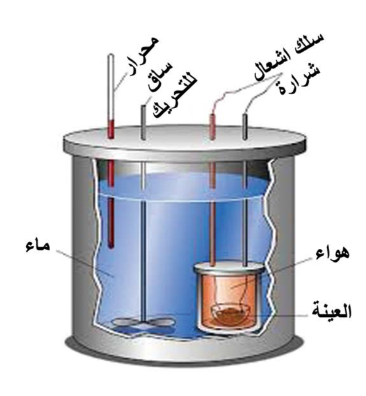
- انثالبي التكوين القياسي ΔHf^o
- انثالبي الاحتراق القياسية ΔHc^o
- انثالبي التغيّرات الفيزيائية (تغيّرات)ΔH

طرائق قياس حرارة التفاعل (ΔHr^o):

هنالك طريقتان رئيستان لحساب حرارة التفاعل (ΔHr^o) هي:

أولاً: الطريقة المباشرة:- بواسطة المسعر الحراري (وهي طريقة فيزيائية)

المسعر الحراري:- هو جهاز يستخدم لقياس حرارة التفاعل الممتصة أو المنبعثة في التفاعل الكيميائي عند ثبوت الضغط، توضع فيه كميات معروفة من المواد المتفاعلة ويتكون هذا الجهاز من وعاء للتفاعل مغمور في كمية معينة من الماء (معروفة الكتلة) موجودة في وعاء معزولة عزلاً جيداً.



الشكل 3-1 مسعر حراري

تعتمد حسابات المسعر الحراري على العلاقة الآتية : $q_p = \Delta Hr^o$

كمية الحرارة = الحرارة النوعية × الكتلة × Δ د $\Delta H_r^o = ς . m . \Delta T$

ثانياً:الطرائق غير المباشرة:- يتم حساب حرارة التفاعل فيها عن طريق قوانين الكيمياء الحرارية الآتية :-

1- (قانون لابلاس):- ينص على أنّ كمية الحرارة الممتصة واللازمة لتفكك المركب إلى عناصره الأولية تساوي كمية الحرارة المنبعثة عند تكوينه من عناصره الأولية،أي أن الحرارة تفكك أي مركب تساوي حرارة تكوينه ولكن بعكس الإشارة كما في المعادلة :-

$$2Al_{(s)} + 3/2O_{2(g)} \longrightarrow Al_2O_{3(s)}$$ ΔH_r^o = - 1670 كج \ مول

ويتم حساب حرارة التفاعل حسب قانون لابلاس اعتماداً على قيم الانثالبيات الآتية :-

1- حرارة التكوين القياسي ΔH_f^o:-

وهي الحرارة اللازمة لتكوين مول واحد من أي مركب من عناصره الأساسية الموجودة بأثبت صورها في الظروف القياسية (درجة حرارة 25مْ وضغط 1 جو).
توجد بعض العناصر في الطبيعة بأكثر من صورة وأثبت صورة هي الأكثر استقراراً عند الظروف القياسية. مثال على ذلك عنصر الكاربون حيث يمتلك صورتين هما الماس والكرافيت ولكن الكرافيت هي الصورة الأثبت، وكذلك الكبريت يمكن أن يوجد على صورتين هما الكبريت الموشوري والكبريت المعيني ولكن الكبريت المعيني هو الأثبت.
إنّ قيمة انثالبية التكوين ΔHf^o لجميع العناصر في حالتها القياسية وبأثبت صورة للعنصر تساوي (صفراً).
نلاحظ ظهور كسور في المعادلة الحرارية وسبب ذلك يعود إلى كتابة المعادلة الكيميائية التي تمثل تكوين مول واحد من المركب المراد تكوينه لذا نلجأ إلى تغيير عدد مولات المواد المتفاعلة. أمثلة لبعض معادلات التكوين:

$$C + 2H_2 \rightarrow CH_4$$

$$2C + 3H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow C_2H_5OH$$

$$2C + H_2 \rightarrow C_2H_2$$

مثال (3-3)

إذا علمت أن انثالبي التكوين القياسية للبنزين (C_6H_6) تساوي (−49 كج \ مول) اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية للتفاعل بحيث يكون ($\Delta Hf^\circ = \Delta Hr^\circ$).



لابد أن يتكون مول واحد من C_6H_6 من عناصره الأساسية بأثبت صورها عند الظروف القياسية.

$$6C_{(graphite)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow C_6H_{6(l)}$$

$\Delta Hf^\circ(C_6H_6) = \Delta Hr^\circ = -49$ كج \ مول

مثال (4-3)

إذا علمت أنّ حرارة التكوين القياسية لحامض الكبريتيك (H_2SO_4) ΔHf° تساوي (−811 كج \ مول)، اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية للتفاعل بحيث تكون ΔHr° مساوية إلى ΔHf° (H_2SO_4).



$$H_{2(g)} + S_{(rhombic)} + 2O_2 \longrightarrow H_2SO_{4(l)}$$

$\Delta Hf^\circ_{(H_2SO_4)} = \Delta Hr^\circ = -811$ كج \ مول

مثال (5-3)

احسب انثالبي التفاعل القياسية للتفاعل الآتي :- $4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Al_2O_{3(s)}$
إذا علمت أنّ حرارة التكوين القياسية لأوكسيد الألمنيوم تساوي $\Delta Hf°(Al_2O_3)$
=-1670 كـج \ مـول

الحل

بما أنّ انثالبي التكوين القياسية لمول واحد من أوكسيد الألمنيوم تساوي $\Delta Hf°_{(Al_2O_3)}$
= -1670 كج \ مول، والتفاعل أعلاه يشمل تكوين 2 مول من Al_2O_3 لذا يجب
ضرب قيمة $\Delta Hf°_{(Al_2O_3)}$ × 2 لإيجاد حرارة التفاعل $\Delta Hr°$ وكما يأتي :-

$\Delta Hr° = \Delta Hf°(Al_2O_3)$ جول \ مول × 2 =
= -1670 × 2 =
= -3340 كج \ مول

انتبه

إنّ كل انثالبية تكوين هي انثالبية تفاعل إلّا أنّه ليس كل انثالبية تفاعل هي إنثالبية تكوين.

نشاط

احسب انثالبي التفاعل القياسية $\Delta Hr°$ للتفاعل الآتي:

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \rightarrow 2HF_{(g)}$$

إذا علمت أنّ انثالبي التكوين القياسية لفلوريد الهيدروجين تساوي
$\Delta Hf°_{(HF)}$ = -271 كـج \ مـول.

الدرس الخامس
حساب حرارة التفاعل من انثالبيات التكوين

عدد الحصص 2

الأهداف

1- أنّ يحسب حرارة التفاعل من التغيّر بحرارة التفاعل القياسية أو من حرارة الاحتراق القياسية، أو من حرارة التغيّرات الفيزيائية.
2- أنّ يعرّف إنثالبية التبخر، إنثالبية التكثيف، إنثالبية الانصهار، إنثالبية الانجماد.
3- أنّ يعطى أمثلة لتفاعلات الاحتراق للمواد العضوية.

يمكن حساب ΔHr^o من قيم انثالبيات التكوين القياسية وذلك باستخدام العلاقة الآتية:-
التغيّر في حرارة التفاعل القياسية = مجموع انثالبيات التكوين القياسية للنواتج – مجموع انثالبيات التكوين القياسية للمتفاعلات

$$\Delta Hr^o = \sum n\Delta Hf^o_{(P)} - \sum n\Delta Hf^o_{(R)}$$

مثال (6-3)

احسب حرارة التفاعل الآتي إذا علمت أن انثالبيات التكوين القياسية لكل من
(CH_4, H_2O, CO_2) على التوالي هي: (- 393.5, - 286 , - 75.5)

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O \quad \Delta Hr^o = ?$$



التغيّر بحرارة التفاعل القياسية = مجموع إنثالبيات التكوين القياسية للنواتج – مجموع إنثالبيات التكوين القياسية للمتفاعلات

$$\Delta Hr^o = [(-393.5 \times 1) + (-286 \times 2)] - [(-75.5) + (0 \times 2)]$$

= – 890 كج \ مول

انتبه

يمكن أن يكون أي من انثالبيات التكوين مجهول مع إعطاء حرارة التفاعل.

مثال (7-3)

لديك التفاعل الحراري الآتي :-

$$CO_{2(g)} + 2SO_{2(g)} \rightarrow CS_{2(l)} + 3O_{2(g)} \qquad \Delta Hr^o = 1072 \text{ كجا/مول}$$

احسب حرارة تكوين ثنائي أوكسيد الكبريت SO_2 إذا علمت أنّ حرارة تكوين كل من (CS_2 , CO_2) على التوالي هي:- 296 كجا/مول ، -394 كجا/مول؟



نكتب المعادلة

$$CO_{2(g)} + 2SO_{2(g)} \longrightarrow CS_{2(l)} + 3O_{2(g)}$$

ثم نطبق العلاقة الآتية:

$$\Delta Hr^{\circ} = \sum n\Delta Hf^{\circ}_{(P)} - \sum n\Delta Hf^{\circ}_{(R)}$$

التغيّر في حرارة التفاعل القياسية = مجموع انثالبيات التكوين القياسية للنواتج – مجموع انثالبيات التكوين القياسية للمتفاعلات

$$[(1 \times -394) + (2 \times \Delta H^{\circ}_{f\,SO_2})] - [(1 \times -296) + (3 \times 0)] = 1072$$

$$974 - = 2 \times \Delta H^{\circ}_{f\,SO_2} \Leftarrow \Delta H^{\circ}_{f\,SO_2} = \frac{974-}{2} = 487-$$ كج \ مول.

2- حرارة الاحتراق القياسية ΔHC°:-

وهي الحرارة المتحررة من حرق مول واحد من أي مادة عنصر أو مركب حرقاً تاماً مع الأوكسجين عند الظروف القياسية (درجة حرارة 25 مْ وضغط 1 جو). وأن جميع تفاعلات الاحتراق هي تفاعلات باعثة للحرارة.

إنّ احتراق المواد العضوية المتكونة من (كاربون، هيدروجين، أوكسجين) يكون الناتج دائماً (CO_2 + H_2O + طاقة) وتكون كما يلي :

$$C_nH_y + \frac{x}{2} O_2 \rightarrow n\ CO_2 + \frac{y}{2} H_2O$$

نحسب عدد ذرات (O) في الطرف الأيمن ويكون كما يأتي:

$$X = \frac{y}{2} + (2 \times n)$$

اذ أن x = عدد ذرات الأوكسجين

n = عدد ذرات الكاربون

y = عدد ذرات الهيدروجين

ومن الأمثلة الشائعة على تفاعلات الاحتراق للمواد العضوية :-

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

$$C_6H_6 + \frac{15}{2} O_2 \rightarrow 6CO_2 + 3H_2O$$

$$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4H_2O$$

$$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

أما إذا كانت ذرات(O) ضمن المركب المتفاعل تطرح من (X)

$$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

وبعد ذلك تقسم على 2 وتوضع أمام (O_2) كما في المثال الآتي:

$$CH_3COOH + 2O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

مثال (8-3)

اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية لحرق الكحول الأثيلي السائل (C_2H_5OH)

إذا علمت أن $\Delta Hc^{o}_{(C_2H_5OH)}$ = − 1367 كج \ مول ؟

الحل

يحترق مول واحد من كحول الأثيل السائل مع كمية وافية من الأوكسجين لبعث حرارة مقدارها 1367 – كج \ مول كما في المعادلة الحرارية الآتية:

$$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

$\Delta Hc^{o} = \Delta Hr^{o}$ = − 1367كج \ مول

3- حرارة التغيّرات الفيزيائية :-

هي كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة عند تغيّر حالات المادة وتمثل:

$\Delta H_{\text{تبخر}}$ = 44 كج \ مول $H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$

إنثالبية التبخر $\Delta H_{\text{تبخر}}$:- هي التغيّر في انثالبية تحوّل مول واحد من المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية .

$\Delta H_{\text{تبخر}}$ = 44 كج \ مول $H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$

إنثالبية التكثيف $\Delta H_{\text{تكثيف}}$:- هي التغيّر في الانثالبي لتحوّل مول واحد من المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة .

$\Delta H_{\text{تكثيف}}$ = − 44 كج \ مول $H_2O_{(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$

$$-\Delta H_{\text{تكثيف}} = \Delta H_{\text{تبخر}}$$

إنثالبية الانصهار $\Delta H_{\text{الانصهار}}$:- هي التغيّر في الانثالبي لتحوّل مول واحد من المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة.

$\Delta H_{\text{الانصهار}}$ = 44 كج \ مول $H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$

انثالبية الانجماد $\Delta H_{\text{الانجماد}}$:هي التغيّر في الانثالبي لتحوّل مول واحد من المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الصلبة.

الانجماد ΔH = −44 كج \ مول

$$H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2O_{(s)}$$

$$\Delta H_{\text{الانصهار}} = -\Delta H_{\text{الانجماد}}$$



مثال (3-9)

إذا علمت أن انثالبي التبخر للأمونيا يساوي(23 كج \ مول) احسب انثالبي التكثف للأمونيا ؟

الحل

$$NH_{3(l)} \rightarrow NH_{3(g)} \qquad \Delta H_{\text{تبخر}}$$

عكس المعادلة:

$$NH_{3(g)} \rightarrow NH_{3(l)} \qquad -\Delta H_{\text{تكثيف}}$$

بما أنّ : $\Delta H_{\text{تبخر}} = -\Delta H_{\text{تكثيف}}$

∴ $\Delta H_{\text{تكثيف}}$ = −23 كج \ مول

نشاط

- إذا علمت أن انثالبي الانصهار لحامض الخليك CH_3COOH الثلجي 5 كج/مول احسب انثالبي الانجماد لهذا الحامض ؟

الدرس السادس
قانون هيس



الأهداف

1- أن يعرّف قانون هيس، العمليات التلقائية.
2- أن يذكر على ماذا يعتمد قانون هيس.
3- أن يعطي مثالاً عن قانون هيس.
4- أن يأتي بأمثلة عن العمليات التلقائية.

هنالك العديد من المركبات الكيميائية التي لا يمكن تصنيعها بالشكل مباشر من عناصرها الأولية، وذلك لأسباب عديدة منها أن التفاعل قد يسير ببطء شديد أو تتكون مركبات جانبية غير مرغوب فيها لذا يتم اللجوء لقياس ΔHr^{o} لهذه التفاعلات اعتماداً على قانون هيس ويعرّف قانون هيس بأنّه (عند تحويل المتفاعلات الكيميائية إلى نواتج فإنّ التغيّر في انثالبية التفاعل هو نفسه سواء تم التفاعل في خطوة واحدة أم في سلسلة من الخطوات).
وبعبارة أخرى، إذا استطعنا تجزئة التفاعل إلى سلسلة من تفاعلات يمكن قياس ΔHr^{o} لها، فإنّه يمكن حساب ΔHr^{o} للتفاعل الكلي.

يعتمد قانون هيس على حقيقة أن ΔHr^{o} هي دالة حالة أي أنها تعتمد على الحالة الأبتدائية والحالة النهائية للنظام فقط (أي على طبيعة المتفاعلات والنواتج) ولا تعتمد على المسارات التي يسلكها التفاعل للتحوّل من المواد المتفاعلة إلى المواد الناتجة. ويمكن تمثيل قانون هيس بالطاقة التي يصرفها المصعد عند الانتقال من الطابق الأول إلى السادس في عمارة مباشرة أو توقفه عند كل طابق خلال صعوده.

تفاعل بخطوة واحدة

$$A + B \rightarrow 2C \qquad \Delta Hr^{o} = Y$$

تفاعل بعدة الخطوات

$$A + B \rightarrow \cancel{AB} \qquad \Delta Hr^{o} = X$$

$$\cancel{AB} \rightarrow 2C \qquad \Delta Hr^{o} = Z$$

$$A + B \rightarrow 2C \qquad \Delta Hr^{o} = X + Z = Y$$

مثال (3-10)

احسب انثالبي التكوين القياسية للاستيلين $C_2H_{2\,(g)}$ من عناصره الأساسية.

$$2C_{(graphite)} + H_{2\,(g)} \longrightarrow C_2H_{2\,(g)} \quad \Delta H_f^\circ{}_{C_2H_2} = ?\ \text{كج}$$

إذا أعطيت المعادلات الحرارية الآتية:-

$$(1)\ C_{(graphite)} + O2_{(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H_r^\circ = -394\ \text{كج}$$

$$(2)\ H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H_r^\circ = -286\ \text{كج}$$

$$(3)\ 2C_2H_{2(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 4CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H_r^\circ = -2599\ \text{كج}$$



المطلوب حساب انثالبي التكوين القياسية للأستيلين $(C_2H_2)_{(g)}$ وبهذا تكون المعادلة الرئيسية:-

$$2C_{(graphite)} + H_{2\,(g)} \longrightarrow C_2H_{2\,(g)}$$

1- في المعادلة 1عدد مولات $C_{(graphite)}$ واحد بينما في المعادلة الرئيسية مولان لذا نضرب المعادلة (1) في العدد (2) .

2- في المعادلة 3 عدد مولات C_2H_2 اثنان وهو في المتفاعلات بينما في المعادلة الرئيسية مول واحد وهو في النواتج لذا نقلب المعادلة 3 ونقسمها على 2 .

3- نجمع المعادلات والانثالبيات بعد الإجراءات لتعطينا المعادلة الهدف كما يأتي :-

$$(1)\ 2C_{(graphite)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} \quad \Delta H_r^o = -788\ \text{كج}$$

$$(2)\ H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H_r^o = -286\ \text{كج}$$

$$(3)\ 2CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow C_2H_{2(g)} + 5/2O_{2(g)} \quad \Delta H_r^o = +1299.5\ \text{كج}$$

$$2C_{(graphite)} + H_{2(g)} \longrightarrow C_2H_{2(g)}$$

$$\Delta H_f^\circ C_2H_2 = +1299.5 + (-286) + (-788) = +225.5\ \text{كج/مول}$$

مثال (11-3)

إذا علمت أنّ حرارة الاحتراق لكل من (CH_3OH , H_2 , CO) على التوالي (-284 ، -286 ، -727) وبوحدات(كج / مول)
احسب انثالبية التفاعل الآتي:

$$CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$$



نقوم أولاً بتشكيل معادلات الاحتراق حسب شروطها كما يأتي :-

1) $CO + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO_2$ $\Delta H_r^o =$ - 284 كج

2) $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$ $\Delta H_r^o =$ - 286 كج

3) $CH_3OH + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ $\Delta H_r^o =$ - 727 كج

الإجراءات

- ضرب المعادلة الثانية × 2 .
- قلب المعادلة الثالثة.
- جمع المعادلات مع الانثالبيات.

$CO + \cancel{\frac{1}{2}} O_2 \rightarrow \cancel{CO_2}$ $\Delta H_r^o =$ - 284 كج

$2H_2 + \cancel{O_2} \rightarrow 2\cancel{H_2O}$ $\Delta H_r^o =$ - 572 كج

$\cancel{CO_2} + \cancel{2H_2O} \rightarrow CH_3OH + \frac{3}{2}\cancel{O_2}$ $\Delta H_r^o =$ + 727 كج

$CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$ $\Delta H_r^o =$ + 129 كج

العمليات التلقائية

هي عمليات فيزيائية وتفاعلات كيميائية تحدث من تلقاء نفسها عند ظروف معينة دون تأثير عامل خارجي مثل:

1- سقوط الماء من أعلى الشلال ولكن رجوع الماء إلى مكانه بدون مساعده عملية غير تلقائية.
2- انتقال الحرارة من الجسم الساخن إلى الجسم البارد عملية تلقائية ولكن العكس لا يحدث مطلقاً.
3- ذوبان السكر تلقائياً في قدح الشاي ولكن عودة السكر إلى شكله الابتدائي عملية غير تلقائية.

4- يتجمد الماء تحت صفر مْ وينصهر الجليد تلقائياً فوق صفر مْ وعند ضغط 1 جو.
5- يصدأ الحديد تلقائياً عندما يتعرض للهواء والماء ولكن العكس لا يمكن .
6- تفاعل الصوديوم (Na) مع الماء يكون تلقائياً مكوناً NaOH و H_2 ولكن العكس لا يحدث.
7- الغاز يتمدد تلقائياً في الإناء المفرغ من الهواء ولكن تجمع جزيئات الغاز في إناء واحد عملية غير تلقائية.

توضح الأمثلة السابقة أن العمليات التي تجري تلقائياً باتجاه معين لا يمكنها أن تجري بالشكل تلقائي بالاتجاه المعاكس في ظل الظروف نفسها.
أن جميع العمليات التلقائية يرافقها انخفاض في طاقة النظام الكلية أي أنّ الطاقة النهائية أقل من الطاقة الابتدائية وهذا يوضح لنا لماذا تنتقل الحرارة من الجسم الساخن إلى الجسم البارد، (أي أنّ الطاقة الأقل تعني استقراراً أكثر). أي أنّ التغيّرات والتفاعلات تكون باعثة للحرارة.
ليست جميع العمليات التلقائية تكون باعثة للحرارة لأنّ هنالك بعض التغيّرات الفيزيائية والكيميائية ماصة للحرارة على الرغم من كونها تلقائية التفاعل فمثلاً :
ذوبان كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في الماء يحدث تلقائياً وهو عملية ماصة للحرارة

$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$ $\Delta H_r^\circ = +14$ كج

وتفكك أوكسيد الزئبق هو تفاعل تلقائي وتفاعل ماص للحرارة:

$2HgO_{(s)} \longrightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$ $\Delta H_r^\circ = + 91$ كج

وانصهار الجليد في درجة حرارة الغرفة عملية تلقائية على الرغم من أن العملية ماصة للحرارة.

$H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta H_r^\circ = + 6$ كج \ مول

يمكن القول أنه من الممكن حدوث تفاعل ماص للحرارة تلقائياً ويمكن لتفاعل الباعث للحرارة أن يكون غير تلقائي وبذلك لايمكن (ΔH) لوحدها أن تقرر فيما إذا كان التفاعل تلقائياً أو لا . وإنما هناك عامل آخر يتحكم بالعمليات التلقائية(أو دالة ثرموداينميكية جديدة أخرى) تسمى بالإنتروبي.

نشاط

- إذا أعطيت المعادلات الحرارية الآتية عند درجة حرارة 25 مْ وضغط 1 جو

(1) $1/2\, N_{2(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow NO_{2\,(g)}$ $\Delta H_r^\circ = 33$ كج

(2) $N_{2\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \longrightarrow N_2O_{4(g)}$ $\Delta H_r^\circ = 11$ كج

احسب ΔH_r° للتفاعل الآتي:-

$2NO_{2\,(g)} \longrightarrow N_2O_{4\,(g)}$ $\Delta H_r^\circ = ?$ كج

الدرس السابع
الإنتروبي



الأهداف

1- أن يعرّف الإنتروبي.
2- أن يرسم مخطط يوضح فيه الزيادة أو النقصان في الإنتروبي بالاعتماد على حالات المادة الثلاث.
3- أن يوضح علاقة الإنتروبي بعدد المولات وبالتغيّر في طور المواد المتفاعل أو الناتجة.
4- أن يحدد علاقة الإنتروبي بالذوبانية وبدرجة الحرارة.
5- أن يحسب الإنتروبي القياسية للتفاعلات الكيميائية.

وهي دالة حالة (دالة ثرموديناميكية) تصف إلى أي مدى تصل درجة اللا انتظام (عشوائية النظام) يرمز لها بالرمز (S) فكلما كان الانتظام قليلاً فإن عشوائية النظام أكبر، أي قيمة الإنتروبي كبيرة، وكلما كان النظام أكثر انتظاماً (أقل عشوائية) كانت قيمة الإنتروبي أقل،(ويعبر عنها بأنّها مقياس للعشوائية).
لا يمكن أن تقاس القيمة المطلقة للإنتروبي لأنها دالة حالة ، وأنما يقاس التغيّر الحاصل في الإنتروبي وهذا يشابه الانثالبية .

$$\Delta S = S_{\text{نواتج}} - S_{\text{متفاعلات}}$$

التغيّر في الإنتروبي = إنتروبي النواتج – إنتروبي المتفاعلات

تحديد إشارة ΔS:

عند انتقال المجموعة من الانتظام إلى اللانظام فإن الإشارة "+ΔS" والعكس صحيح.

1- تزداد الإنتروبي عندما تتحوّل المادة الصلبة إلى سائلة والسائلة إلى غازية وتكون إشارة "+ΔS" والعكس بالعكس. كما هو موضح في الشكل أدناه:

الشكل 3–2 يوضح التغيّر في الإنتروبي

-2

أ / إذا كان عدد مولات النواتج أكبر من عدد مولات المتفاعلات فإنّه يسبب (زيادة في الإنتروبي $\Delta S+$)

عندما تكون المواد المتفاعلة والناتجة من نفس الطور أي أننا نستطيع معرفة إشارة ΔS من خلال عدد المولات إذ تكون موجبة من جهة المولات الأكثر , وسالبة من الجهة الأخرى، كما في الأمثلة الآتية:-

$2NH_{3(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)}$ $+\Delta S$ زيادة في الانتروبي

$N_2O_{4(g)} \rightarrow 2\ NO_{2(g)}$ $+\Delta S$ زيادة في الانتروبي

ب /إذا تساوت عدد المولات المتفاعلة والناتجة فإنّ ΔS إشارة وفق عدد المجاميع الأكثر كما يأتي:

$\Delta S = +$ لأن عدد المجاميع في النواتج أكثر . $2AB_g \rightarrow A_{2(g)} + B_{2\ (g)}$

ج /عندما تكون المواد المتفاعلة والناتجة ليست من نفس الطور فإن ΔS تزداد في جهة المواد الغازية وتقل في الصلبة والسائلة. كما في المثالين الآتين:

$1-\ CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ $\Delta S = +$ لان النواتج فيها غاز

$2-\ 4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)}$ $\Delta S = -$ لأن المتفاعلات فيها غاز

-3 عند ذوبان الصلب إلى السائل فإن ذلك يؤدي إلى زيادة العشوائية و $+\ \Delta S$ والعكس بالعكس كما في التبلور.

$NaCl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{aq} + Cl^-_{aq}$

-4 عند زيادة درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية . (تزداد الإنتروبي) و $(\Delta\ S\ +)$ والعكس صحيح.

مثال (3-12)

تنبأ فيما إذا كان التغيّر في الإنتروبي ΔS أكبر أو أقل من الصفر للعمليات الآتية :-

أ) تجمد كحول الأثيل .

ب) تبخر سائل البروم .

ج) ذوبان الكلوكوز في الماء.

د) تبريد غاز النتروجين من 80 مْ إلى 20 مْ.



أ) بما أنّ عملية الانجماد تحوّل كحول الأثيل السائل إلى كحول الأثيل الصلب الذي تكون فيه جزيئات الكلور أكثر انتظاماً فإنّ التغيّر في الإنتروبي أصغر من صفر $(0 > \Delta S)$ أي أن ΔS سالبة.

ب) تحوّل البروم السائل إلى بخار البروم يزيد من عشوائية الجزيئات وبالتالي فالتغيّر في الإنتروبي أكبر من الصفر $(0 < \Delta S)$. أي أنّ ΔS موجبة.

ج) تنتشر جزيئات الكلوكوز الصلب في الماء مما يؤدي إلى زيادة العشوائية أي التغيّر في الإنتروبي أكبر من الصفر $(0 < \Delta S)$.

د) يقلل تبريد غاز النتروجين من حركة جزيئات النتروجين عشوائية النظام ممّا يؤدي إلى نقصان في الإنتروبي أصغر من الصفر $(0 > \Delta S)$.

حساب الإنتروبي القياسية للتفاعلات الكيميائية:-

يمكن تطبيق حساب التغيّر الإنتروبي للتفاعل القياسي ΔS_r° في المعادلة الآتية:

$$aA + bB \longrightarrow gG + hH$$

ΔS_r° = مجموع إنتروبيات النواتج – مجموع إنتروبيات المتفاعلات

$$\Delta S_r^\circ = \Sigma\, nS^\circ_{(Products)} - \Sigma\, nS^\circ_{(Reactants)}$$

$$[(a \times AS^\circ)+(b \times BS^\circ)] - [(g \times GS^\circ)+(h \times HS^\circ)] = \Delta S_r^\circ$$



مثال (13-3)

احسب التغيّر في إنتروبي التفاعل القياسية ΔS_r° للتفاعل الآتي:

إذا علمت أن $\quad 2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$

$S^\circ_{(CO_2)} = 214$ جول \ مطلقة. مول و $S^\circ_{(CO)} = 198$ جول \ مطلقة. مول

و $S^\circ_{(O_2)} = 205$ جول \ مطلقة. مول عند الظروف القياسية(25 °م وضغط1 جو)؟

الحل

نكتب المعادلة $\quad 2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$

ΔS_r° = مجموع إنتروبيات النواتج – مجموع إنتروبيات المتفاعلات

$$\Delta S_r^\circ = \Sigma\, nS^\circ_{(Products)} - \Sigma\, nS^\circ_{(Reactants)}$$

$$[2 \times S^\circ(CO) + S^\circ(O_2)] - [2 \times S^\circ(CO_2)] = \Delta S_r^\circ$$

$\Delta S_r^\circ = [2 \times 214] - [2 \times 198 + 205] = -173$ جول \ مطلقة . مول

مثال (14-3)

احسب التغيّر في الإنتروبي المطلق ΔSr^{o} للتفاعل الآتي عند الظروف القياسية

$$4Fe + 3O_2 \rightarrow Fe_2O_3$$

اذا علمت أن

$S^{o}_{(Fe_2O_3)} = 87$ جول \ مطلقة . مول

$S^{o}_{(O_2)} = 230$ جول \ مطلقة . مول

$S^{o}_{(Fe)} = 27$ جول \ مطلقة . مول



$$\Delta S_r^{o} = \Sigma n S^{o}_{(Products)} - \Sigma n S^{o}_{(Reactants)}$$

$$4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

ΔS_r^{o} = مجموع انتروبيات النواتج - مجموع إنتروبيات المتفاعلات

$$\Delta S_r^{o} = [2 \times S^{o}(Fe_2O_3)] - [4 \times S^{o}(Fe) + 3 \times S^{o}(O_2)]$$

$$\Delta S_r^{o} = [2 \times 87] - [(4 \times 27) + (3 \times 230)] = -624$$ جول \ مطلقة . مول

نشاط

1. كيف يتغيّر إنتروبي النظام للعمليات الآتية:-

أ- تكثيف بخار الماء.

ب- تكون بلورات السكر من محلوله فوق المشبع.

ت- تسخين غاز الأوكسجين من 20مْ إلى 80 مْ .

ث- تسامي اليود الصلب.

2. احسب التغيّر بالإنتروبي (ΔSr^{o}) للتفاعل الآتي عند درجة حرارة 25 مْ وضغط 1جو.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

إذا علمت أن

$S^{o}_{H_2} = 131$جول \ مطلقة . مول

$S^{o}_{N_2} = 192$ جول \ مطلقة . مول

$S^{o}_{NH_3} = 193$ جول \ مطلقة . مول

الدرس الثامن
طاقة كبس الحرة

الأهداف

1- أن يعرّف طاقة كبس الحرة (G)، طاقة كبس الحرة للتكوين القياسية (ΔGf^o)
2- أن يكتب قانون التغيّر في الطاقة الحرة
3- أن يفسر علاقة طاقة كبس الحرة بالإنثالبي والإنتروبي
4- أن يوضح تأثير درجة الحرارة على تطبيقات علاقة كبس
5- أن يحدد رمز كل من الإنثالبي والإنتروبي وطاقة كبس الحرة

عدد الحصص 2

وَجدَ العالم كبس علاقة تربط بين الانثالبي (H) والإنتروبي (S)، تتيح لنا التنبأ بتلقائية التفاعل بشكل أبسط من الاعتماد على استخدام قيم الانثالبي والإنتروبي كلاً على انفراد لذا أدخل العالم كبس دالة جديدة سميت باسمه (طاقة كبس الحرة) ويرمز لها بالرمز (G). هي داله حالة تمثل تأثير عاملين أساسيين هما عامل التغيّر في الانثالبية (ΔH) وعامل التغيّر في الإنتروبي (ΔS) للمجموعة بدرجة حرارة معينة والتي تساوي مقدار التغيّر داله الحالة التي أطلق عليها كبس (ΔG) هي:

$$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$$

التغيّر في الطاقة الحرة = التغيّر في الانثالبي – درجة الحرارة المطلقة × التغيّر في الإنتروبي

انتبه

انتبهْ إذا كانت إشارة ΔG :-
(+) موجبة فإن التفاعل غير تلقائي. $0 < \Delta G$
(−) سالبة فإن التفاعل تلقائي. $\Delta G < 0$
يساوي صفر فإن التفاعل في حالة توازن.
في الأغلب تعطى ΔS بوحدات الجول يجب تحويلها إلى كيلو جول وذلك بالقسمة على 1000 لأنّ وحدات ΔG و ΔH تكون بوحدات (كيلو جول).

طاقة كبس الحرة للتكوين القياسية (ΔG_f^o):-

تعرّف بأنّها مقدار التغيير في الطاقة الحرة عند تكوين مول واحد من أي مركب من عناصره الأساسية وبأثبت صوره عند الظروف القياسية.

ويمكن إيجاد قيم طاقة كبس الحرة للتفاعل القياسية ΔGr^o بمعادلة شبيهة بمعادلة إيجاد انثالبية التفاعل القياسية للتفاعل من قيم انثالبية التكوين القياسية وفق العلاقة الآتية:-

التغيّر بالطاقة الحرة = مجموع الطاقة الحرة للتكوين القياسية (للنواتج) – مجموع الطاقات الحرة للتكوين القياسية (للمتفاعلات)

$$\Delta G_r^o = \sum n \; \Delta G_f^o \;_{(p)} - \sum n \; \Delta G_f^o \;_{(R)}$$

انتبه

ΔGr^o للعنصر الحر و باثبت صورة = صفر.

تأثير درجة الحرارة في تطبيقات علاقة كبس:

تعدّ معادلة كبس معادلة مهمة جداً عند تطبيقها على التفاعلات الكيميائية، وذات علاقة وثيقة بالتغيّرات التي تحدث في خواص النظام :

$$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$$

التغيّر في الطاقة الحرة = التغيّر في الانثالبي – درجة الحرارة المطلقة × التغيّر في الإنتروبي.

وذلك لأنّ استخدام قيم ΔG تغنينا عن أخذ التغيّرات التي تحدث في الانثالبي والإنتروبي. يتضمن التغيّر في الطاقة الحرة ΔG حسب معادلة كبس عاملين مهمين يؤثران على تلقائية التفاعل الكيميائي وهما:

1. الانثالبي:-

يتجه التفاعل على الأغلب إلى الحالة التي تكون فيها الطاقة (الانثالبي) أقل ما يمكن وتكون التلقائية أكثر احتمالاً إذا كانت قيمة الـ ΔH سالبة (أي أنّ التفاعل باعث للحرارة).

2. الإنتروبي :-

يتجه التفاعل على الأغلب إلى الحالة التي تكون فيها الإنتروبي أعلى ما يمكن وتكون التلقائية أكثر احتمالاً إذا كانت قيمة ΔS موجبة (أي تزداد خاصية عدم الأنتظام) وسبب ذلك يعود إلى وجود ΔS ضمن الحد $(-T\Delta S)$ لذا فالقيم الموجبة للإنتروبي تساعد على جعل قيمة ΔG سالبة .

$\Delta H =$	+ ماص − باعث	$\Delta S =$	+ زيادة العشوائية − نقصان العشوائية

وعلى وفق هذا التأثير هنالك عدة حالات لتلقائية التفاعلات والحالات الآتية توضح أهمية درجة الحرارة على هذه .

أ. إذا كانت إشارة ΔS و ΔH مختلفة فأن:

1- $\Delta S = +$ $\qquad$ $\Delta H = -$

$$\Delta G^o = \Delta H^o - T\,\Delta S^o$$
$$= (-) - (+)$$
$$= (-) ، (-)$$
$$= (-)$$

يكون التفاعل تلقائيا على الدوام، ولا يوجد تأثير لدرجة الحرارة.

2- $\Delta S = -$ $\qquad$ $\Delta H = +$

$$\Delta G^o = \Delta H^o - T\,\Delta S^o$$
$$= (+) - (-)$$
$$= (+) ، (+)$$
$$= (+)$$

يكون التفاعل غير تلقائي على الدوام ولا يوجد تأثير لدرجة الحرارة.

ب . إذا كانت إشارة ΔS و ΔH متشابهة فأن:

1- $\Delta S = +$ $\Delta H = +$

$$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$$

$$= (+) - (+)$$

$$= (+) \text{ ، } (-)$$

عندما $\Delta H < T\Delta S$ عندها $\Delta G = +$ (غير تلقائي) وعند رفع درجة الحرارة إلى حد $\Delta H > T\Delta S$ عندها $\Delta G = -$ يكون التفاعل تلقائياً

عندما $\Delta H > T\Delta S$ عندها $\Delta G = -$ (تلقائي) وعند خفض درجة الحرارة إلى حد $\Delta H < T\Delta S$ عندها $\Delta G = +$ يكون التفاعل غير تلقائي

انتبه

عندما تكون الأشارات متشابهة لدرجة الحرارة تأثير على تلقائية التفاعل.

2- $\Delta S = -$ $\Delta H = -$

$$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$$

$$= (-) - (-)$$

$$= (-) \text{ ، } (+)$$

عندما $T\Delta S > \Delta H$ عندها $\Delta G = -$ عند رفع درجة الحرارة $T\Delta S < \Delta H$ عندها $\Delta G = +$ ل (غير تلقائي)

عندما $T\Delta S < \Delta H$ عندها $\Delta G = +$ (غير تلقائي) وعند خفض درجة الحرارة إلى حد $T\Delta S > \Delta H$ عندها $\Delta G = -$ يكون التفاعل (تلقائيا)

مثال (15-3)

احسب طاقة كبس الحرة القياسية للتفاعل الآتي:

$$2C_6H_{6(l)} + 15O_{2(g)} \longrightarrow 12CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)}$$

عند الظروف القياسية (25 مْ وضغط 1 جو). وبين هل التفاعل يجري تلقائياً أم لا عند هذه الظروف؟

اذا علمت أن

$\Delta G_f^\circ{}_{(C_6H_{6(l)})} = 173$ كج \ مول

$\Delta G_f^\circ{}_{(CO_2)} = -394$ كج \ مول

$\Delta G_f^\circ{}_{(H_2O)} = -237$ كج \ مول

نكتب المعادلة $12CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)} \longrightarrow 2C_6H_{6(l)} + 15O_{2(g)}$

$$\Delta G_r^\circ = \Sigma\, n\, \Delta G_f^\circ{}_{(Products)} - \Sigma\, n\, \Delta G_f^\circ{}_{(Reactants)}$$

التغيّر بالطاقة الحرة = مجموع الطاقة الحرة للتكوين القياسية(للنواتج) – مجموع الطاقات الحرة للتكوين القياسية (للمتفاعلات)

$$\Delta G_r^\circ = [12\,\Delta G_f^\circ(CO_2) + 6\,\Delta G_f^\circ(H_2O)] - [2\Delta G_f^\circ(C_6H_6) + 15\Delta G_f^\circ(O_2)]$$

$$\Delta G_r^\circ = [(12\times -394)+(6\times -237)] - [(2\times 173)+(15\times 0)]$$

$\Delta G_r^\circ = -6496$ كج \ مول

مثال (16-3)

جد قيمة ΔG_r° للتفاعل التالي عند الظروف القياسية (25 م̊ وضغط 1 جو) وبين هل التفاعل يحدث تلقائياً أم لا ؟

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

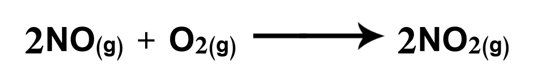
اذا علمت أن

$\Delta G_f^\circ{}_{(NO)} = 87$ كج \ مول

$\Delta G_f^\circ{}_{(NO_2)} = 52$ كج \ مول



نكتب المعادلة



$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

نجد قيمة ΔG_r° للتفاعل باستخدام العلاقة الآتية:-

$$\Delta G_r^\circ = \Sigma\, n\, \Delta G_f^\circ{}_{(Products)} - \Sigma\, n\, \Delta G_f^\circ{}_{(Reactants)}$$

التغيّر بالطاقة الحرة = مجموع الطاقة الحرة للتكوين القياسية(للنواتج) – مجموع الطاقات الحرة للتكوين القياسية (للمتفاعلات)

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

$$\Delta G_r^\circ = [2\,\Delta G_f^\circ{}_{(NO_2)}] - [2\,\Delta G_f^\circ{}_{(NO)} + \Delta G_f^\circ{}_{(O_2)}]$$

$\Delta G_r^\circ = [(2 \times 52)] - [(2 \times 87) + 0] = -70$ كج \ مول

وبما أن القيمة سالبة فالتفاعل يجري بالشكل تلقائي...

نشاط

أ- علل ما يأتي على ضوء علاقة كبس $(\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S)$

1- عملية انصهار الجليد تلقائية بالظروف الاعتيادية.

2- لا يتحلل الماء إلى عناصره الأولية بالظروف الاعتيادية.

3- عملية ذوبان ملح الطعام في الماء مصحوبة بانخفاض درجة حرارة المحلول.

ب- احسب ΔG_r° للتفاعلات الآتية عند درجة حرارة 25 مْ وضغط 1 جو؟

(1) $N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)}$

(2) $H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$

(3) $2C_2H_{2(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 4CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$

وتنبأ بتلقائية التفاعل من عدمه. إذا علمت أنّ:-

$\Delta G_f\ H_2O_{(g)} = -229$ كج امول   و $\Delta G_f^\circ\ NO = 87$ كج امول

$\Delta G_f^\circ\ H_2O_{(l)} = -237$ كج امول   و $\Delta G_f\ C_2H_{2(g)} = 209$ كج امول

$\Delta G_f^\circ\ (CO_2) = -394$ كج امول

الدرس التاسع
حساب إنتروبي التغيّرات الفيزيائية

عدد الحصص 1

الأهداف

1- أن يحدد علاقة درجة الانصهار ودرجة الغليان بـ (ΔG).
2- أن يحسب إنثالبي التبخر بوجود درجة الغليان وإنثالبي الانصهار بوجود درجة الانصهار.

من دراستنا السابقة في معرفة حالات المادة استطعنا معرفة بعض التغيّرات الفيزيائية مثل إنثالبي التبخر ΔH_{vap} و إنثالبي الانصهار ΔH_{fus} وأنّ المادة تتحوّل من حالتها الصلبة إلى حالتها السائلة بدرجة حرارة تسمى بدرجة حرارة الانصهار (Tm) والمادة تتحوّل أيضاً من حالتها السائلة إلى حالتها الغازية (البخار) بدرجة حرارة تسمى درجة الغليان(Tb).

إن درجة حرارة الانصهار ودرجة الغليان هما درجتان حراريتان يحدث عندهما اتزان بين ضغط بخار الماء الصلب أو السائل مع الضغط الجوي وهذا يعني أنّ قيمة (ΔG) عند هذه الدرجات بالتحديد تساوي (0) صفر لذا تصبح علاقة كبس:

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ (tr) تعني الانتقال $\qquad 0 = \Delta H_{tr} - T_{tr}\ \Delta S_{tr}$

ومنها نحصل على أن : $\qquad \Delta S_{tr} = \dfrac{\Delta H_{tr}}{T_{tr}}$

فمثلاً تحوّل المادة من الحالة الصلبة إلى السائلة (عملية الانصهار) تجري عند درجة حرارة الانصهار لذ تكون المعادلة للانصهار على الصورة الآتية:

$$\text{التغير في الإنتروبي} = \frac{\text{إنثالبية الإنصهار}}{\text{درجة الإنصهار}}$$

$$\Delta S_{fus} = \frac{\Delta H_{fus}}{T_m}$$

حيث(fus من fusion وتعني انصهار)

أمّا عند تحوّل المادة من الحالة السائلة إلى الغازية (عملية التبخر) فتحدث عند درجة الغليان وتكتب المعادلة أعلاه للتبخر على الشكل الآتي:

التغير في الانتروبي= انثالبية التبخر / درجة الغليان

$$\Delta S_{vap} = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b}$$

حيث (vap من vaporization وتعني تبخر)

ويجب التأكيد هنا على أنّ المعادلات تكون سارية المفعول فقط عندما يكون النظام في حالة الاتزان مثل الانصهار والتبخر.

مثال (17-3)

احسب التغيّر في الإنتروبي للتحوّل الآتي : $H_2O_{(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$

علماً أنّ (ΔH_{vap}) = 44 كج \ مول عند درجة غليان الماء = 100 °م ؟

الحل

التغير في الإنتروبي= انثالبية الإنصهار / درجة الإنصهار

التغيّر في الإنتروبي للتبخر = $\frac{44}{100+273}$ = $\frac{44}{373}$ = 0.12 كج \ مول

انتبه

يمكن أن لا تُعطى درجة غليان الماء أو درجة الانجماد في الثوابت الفيزيائية لذلك يجب حفظها.

مثال (18-3)

احسب (ΔS) التغيّر بالإنتروبي لانصهار الجليد علماً أنّ(ΔH_{fus}) التغيّر بانثالبي الانصهار = 6 كج \ مول؟

الحل

$$\text{التغير في الانتروبي} = \frac{\text{انثالبي الانصهار}}{\text{درجة الانصهار}}$$

$$\text{التغير في الانتروبي للانصهار} = \frac{6}{0+273} = 0.0219 \text{ كج/مول}$$

مثال (19-3)

احسب انثالبية تبخر الماء عند درجة غليانه علماً أن (ΔS) التغيّر بالإنتروبي =0.12 كج/ مطلقة. مول؟

الحل

$$\text{التغير بالانتروبي للتبخر} = \frac{\text{انثالبية التبخر}}{\text{درجة الغليان}}$$

$$0.12 = \frac{\text{انثالبية التبخر}}{(100+273)}$$

$$\text{انثالبية التبخر} = 373 \times 0.12 = 44.76 \text{ كج \ مول}$$

نشاط

إذا علمت أنّ الحرارة اللازمة لصهر كلوريد الصوديوم 30.2 كج / مول وأنّ التغيّر في الإنتروبي 28.8 جول/ مطلقة . مول، احسب درجة الانصهار المئوية لـ كلوريد الصوديوم.

المفاهيم الأساسية

وحدة الجول:- هي وحدة الطاقة حسب النظام الدولي للوحدات ويرمز له بالرمز(J).
النظام:- النظام الثرموداينمكي هو ذلك الجزء من الكون الذي نهتم بدراسته ويتكون من المادة أو المواد المشتركة في حدوث تفاعل كيميائي أو تغيّر فيزيائي.
المحيط:- كل ما يحيط بالنظام ويؤثر فيه من التغيّرات فيزيائية أو كيميائية.
المجموعة :- يطلق على النظام والمحيط بالمجموعة (المجموعة = النظام + المحيط)

النظام المفتوح:- يسمى النظام مفتوحاً إذا كانت الحدود بين النظام والمحيط تسمح بتبادل مادة النظام وطاقته، مثال ذلك إناء معدني مفتوح يحتوي على ماء مغلي.
النظام المغلق:- يكون النظام مغلقاً إذا كانت حدود النظام تسمح بتبادل الطاقة فقط ولا تسمح بتغيير مادة النظام مثل إناء معدني مغلق يحتوى على ماء مغلي.
النظام المعزول:- يعرف النظام المعزول بأنّ حدوده لا تسمح بتبادل الطاقة ولا المادة، مثال ذلك (الترموس).
السعة الحرارية:- ويرمز لها بالرمز (C) كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة مقدارها (m) غرام من أية مادة درجة مئوية واحدة ووحدتها هي جول ١ مْ .
الحرارة النوعية:- يرمز لها بالرمز ς وتعرف بأنّها كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة غرام واحد من المادة درجة سيليزية واحدة ووحدتها (جول\غم.مْ).
دالة الحالة :- هي تلك الخاصية أو الكمية التي تعتمد على الحالة الأبتدائية للنظام قبل التغيّر، والحالة النهائية للنظام بعد التغيّر بغض النظر عن الطريق أو المسار الذي تم من خلاله التغيّر.
الخصائص الشاملة:- وهي الخصائص التي تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الكتلة والحجم.
الخصائص المركزة:- وهي الخصائص التي لا تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الضغط والكثافة ودرجة الحرارة.
الإنثالبي :- دالة حالة ثموداينمكية وخاصة شاملة تمثل كمية الحرارة الممتصة أو المتحررة المقاسة بثبوت الضغط ويرمز لها بـ H ولا يمكن قياس القيم المطلقة لها لأنّها دالة حالة ويقاس لها التغيّر الحاصل فيها ΔH.

التفاعل الباعث للحرارة:- التفاعل الكيميائي الذي يصاحبه تحرر حرارة وقيمة التغيّر في الانثالبي له سالبة.

التفاعل الماص للحرارة:- التفاعل الكيميائي الذي يصاحبه امتصاص حرارة وقيمة التغيير في الانثالبي له موجبة.

إنثالبي التفاعل القياسية:- تعرف بأنّها الحرارة المصاحبة لحدوث التفاعل عند الظروف القياسية من درجة حرارة وضغط، ويرمز لها بالرمز(ΔHr°).

إنثالبي التكوين القياسية:- وتعرف بأنّها الحرارة اللازمة لتكوين مول واحد من أي مركب من عناصره الأساسية الموجودة بأثبت صورها أي حالتها القياسية، ويرمز لها بالرمز ΔHf° .

إنثالبي الاحتراق القياسية:- وتعرف بأنّها الحرارة المتحررة من حرق مول واحد من أيّة مادة حرقاً تاماً مع وفرة من الأوكسجين عند الظروف القياسية من درجة حرارة وضغط، ويرمز لها بالرمز(ΔHc°).

قانون هيس:- التغيّر في الانثالبي المصاحب لتحوّل المواد المتفاعلة إلى نواتج هو نفسه سواء تم التفاعل في خطوة واحدة أو في سلسلة من الخطوات.

الإنتروبي :- يرمز لها بالرمز S وهي دالة حالة ثرموداينميكية تعد مقياس درجة عدم الانتظام الثرموداينمكي.

طاقة كبس الحرة:- يرمز لها بالرمز G وهي دالة حالة ثرمودانيمكية تنتج لنا التنبؤ بتلقائية العمليات الفيزيائية أو الكيميائية وتمثل الطاقة العظمى التي يمكن الحصول عليها من قياس التغيّر في الانثالبي والإنتروبي.

طاقة كبس الحرة للتكوين القياسية:- وتعرف بأنّها مقدار التغيّر في الطاقة الحرة عند تكوين مول واحد من أي مركب من عناصره الأساسية بأثبت صورها عند الظروف القياسية عند درجة حرارة 25 مْ وضغط 1جو ويرمز لها بالرمز ΔGf°.

الدرس العاشر





س1 /عرف المصطلحات الآتية :-
النظام، المحيط، المجموعة، النظام المفتوح، دالة الحالة، النظام المعزول، الجول، النظام المغلق، القانون الأول الثرموداينمكي.

س2 /ما كمية الحرارة التي تمتصها قطعة من الرصاص كتلتها 44.4 غم إذا زادت درجةحرارتها بمقدار 65.4 مْ؟

س3 /إذا تم رفع درجة حرارة 34 غم من الإيثانول من (25 مْ إلى 79 مْ)، احسب كمية الحرارة الممتصة بواسطة الإيثانول إذا علمت أن الحرارة النوعية للإيثانول 2.44 جول \ غم. مْ؟

س4 /(4.5 غم) من حبيبات ذهب امتصت (276 جول) من الحرارة عند تسخينها، فإذا علمت أنّ الحرارة الابتدائية كانت (25 مْ) والحرارة النوعية للذهب (0.13 جول \ غم . مْ) احسب درجة الحرارة النهائية التي سُخنت إليها؟

س5 /ماذا تعني المعادلات الكيميائية الحرارية الآتية:-

(1) $2CH_3OH_{(l)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$ $\Delta Hr^\circ = -1453$ كج

(2) $4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$ $\Delta Hr^\circ = -904$ كج

(3) $H_{2(g)} + S_{(rhomloic)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow H_2SO_{4(l}$ $\Delta Hr^\circ = -811$ كج

س6 /عند حدوث تفاعل كيميائي في مسعر سعته الحرارية الكلية تساوي (2.4 كج) فإن درجة حرارة المسعر ترتفع بمقدار(0.12 مْ)، احسب التغيّر في الانثالبي لهذا التفاعل؟

س7/ عرف انثالبي التكوين القياسية ΔHf° واكتب المعادلات الحرارية لتكوين كحول الأثيل(C_2H_5OH) وكاربونات الكالسيوم ($CaCO_3$) إذا علمت أن ΔHf لكل من الكحول والكاربونات تساوي(−278 كج \مول) و(−1207 كج \ مول) على التوالي؟

س8/ من المعادلات الحرارية التالية عند درجة حرارة 25مْ وضغط 1 جو.

$$(1)\quad H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2HCl_{(g)} \qquad \Delta Hr^{\circ} = -185 \text{ كج}$$

$$(2)\quad 2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)} \qquad \Delta Hr^{\circ} = -484 \text{ كج}$$

احسب ΔHr° للتفاعل الآتي:-

$$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} \qquad \Delta H_r^{\circ} = ? \text{ كج}$$

س9/ إذا كان لديك المعادلات الحرارية التالية عند درجة حرارة 25 مْ وضغط 1جو

$$(1)\quad SCl_2O_{(l)} + 1/2O_{2(g)} \longrightarrow SO_{2(g)} + Cl_{2(g)} \qquad \Delta H_r^{\circ} = 10 \text{ كج}$$

$$(2)\quad PCl_{3(l)} + 1/2O_{2(g)} \longrightarrow PCl_3O_{(l)} \qquad \Delta H_r^{\circ} = -325 \text{ كج}$$

$$(3)\quad P_{(s)} + 3/2\,Cl_{2(g)} \longrightarrow PCl_{3(L)} \qquad \Delta H_r^{\circ} = -307 \text{ كج}$$

احسب ΔHr° للتفاعل الآتي :-

$$2P_{(s)} + 2SO_{2(g)} + 5Cl_{2(g)} \longrightarrow 2SCl_2O_{(l)} + 2PCl_3O_{(l)} \qquad \Delta Hr^{\circ} = ? \text{ كج}$$

س 10/ احسب ΔHr^{o} للتفاعل الآتي عند درجة حرارة 25 مْ وضغط 1 جو

$$2NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} + 2CH_{4(g)} \longrightarrow 2HCN_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$$

إذا أعطيت المعلومات الآتية:-

$\Delta Hf\,(CH_4) = -75$ كج امول و $\Delta Hf\,(NH_3) = -80$ كج امول

$\Delta Hf\,(H_2O) = -242$ كج امول و $\Delta Hf^{\circ}{}_{(HCN)} = 135$ كج امول

س11/ أي من العمليات الآتية تلقائية أو غير تلقائية :-

أ) ذوبان ملح الطعام في الماء.

ب) تسلق قمة جبل.

ج) انتشار رائحة العطر في الغرفة بعد رفع غطاء قنينة العطر.

د) فصل الهيليوم والنيون من مزيج من الغازات.

س 12/ احسب ΔSr^{o} للتفاعل التالي عند درجة حرارة 25 مْ وضغط 1 جو .

$$SiH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow SiO_{2(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

إذا أعطيت المعلومات الآتية:-

$S^{o}_{O_2}$ =206 جول \ مطلقة. مول و $S^{o}_{SiH_4}$=205 جول \ مطلقة. مول

$S^{o}_{H_2O}$ =70 جول \ مطلقة. مول و $S^{o}_{SiO_2}$=42 جول \ مطلقة. مول

س 13/ التفاعل الآتي:

$$HCOOH_{(l)} \longrightarrow CO_{(g)} + H2O_{(l)}$$

إذاعلمت أنّ قيمة ΔH_r^{o} للتفاعل تساوي 16 كج/مول والتغيّر في الإنتروبي 234 جول/مطلقة.مول، احسب قيمة التغيّر في الطاقة الحرة القياسية، وهل التفاعل تلقائي أم لا؟

س 14/ من قيم ΔS و ΔH، أي من التفاعلين الآتيين يكون التفاعل تلقائياً عند درجة حرارة 25 مْ وضغط 1 جو

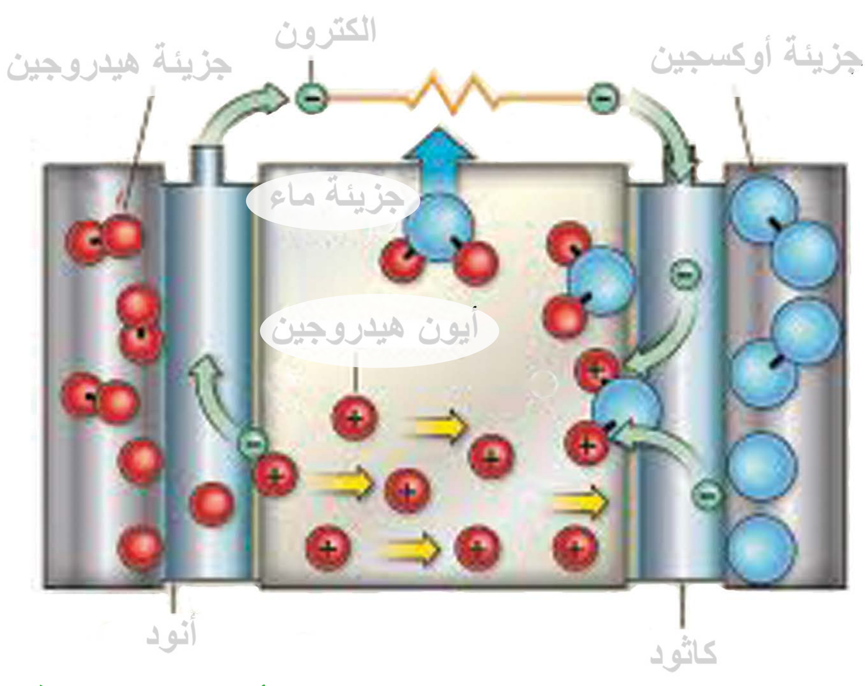
التفاعل: A ΔH =11 كج \مول و ΔS= 30 جول \ مطلقة . مول

التفاعل: B ΔH=2 كج \مول و ΔS =113جول \ مطلقة . مول

إذا لم يكن كل من التفاعلين تلقائياً عند درجة حرارة 25 مْ وضغط 1 جو فعند أيّ درج حرارة قد يكونا تلقائيين ؟

الوحدة الرابعة

الكيمياء الكهربائيّة



- الكيمياء الكهربائية.
- أعداد التأكسد:أهميتها وقواعد تعينها.
- الخلية الكهربائيّة وأنواعها.
- قوانين فراداي.
- جهد الخلية والتعبير عنها
- معادلة نرنست.
- النضائد (البطاريات).
- أسئلة الوحدة.

الأهداف التعليمية:

1-التعرف على الكيمياء الكهربائيّة وأهميتها.
2-توضيح الخلية الكهربائيّة وأنواعها.
3-تحليل قوانين فراداي .
4-حساب جهد الخلية وجهد الخلية القياسي والتعبير عنها.
5-تطبيق معادلة نرنست.
6-تفسير عمل النضائد.

الدرس الأول
الكيمياء الكهربائية

الأهداف

1- أن يعرّف (الكيمياء الكهربائية، التفاعلات الكهروكيميائية، تفاعلات الأكسدة، الاختزال، عملية التأكسد، عملية الاختزال، أعداد التأكسد).
2- أن يعدد أنواع التفاعلات الكهروكيميائية.
3- أن يبين أهمية الكيمياء الكهربائية.
4- أن يكتب معادلة كيميائية موزونة تعبر عن عمليتي التأكسد والاختزال.

يعد هذا العلم فرعاً من علم الكيمياء الفيزيائية الذي يهتم بدراسة التحوّلات الحاصلة نتيجة التغيّرات الكيميائية إلى الكهربائيّة وبالعكس، والتي تتم نتيجة لتفاعلات الأكسدة والاختزال فيطلق عليها التفاعلات الكهروكيميائية، وهي تفاعلات تنتج أو تستهلك الطاقة الكهربائية، والتي تكون مصحوبة بتفاعل أكسدة . اختزال، وهي على نوعين:

1- تفاعلات منتجة للطاقة الكهربائية: وهي تفاعلات تلقائية تتضمن تحويل الطاقة الكيميائية إلى تيار كهربائي (طاقة)، وتكون تلقائيّة ($\Delta G = -$) وتحدث في الخلايا الفولتائية والكلفانية مثل خلية دانيال أو البطاريات.

2- تفاعلات مستهلكة للطاقة الكهربائية: وهي تفاعلات لا تلقائية تتضمن تحويل الطاقة الكهربائيّة (التيار) إلى تفاعل كيميائي، وتكون لا تلقائية($\Delta G= +$) وتحدث في الخلايا الإلكتروليتية مثل خلايا التحليل الكهربائي وفي شحن النضائد.

أهمية الكيمياء الكهربائية:

للكيمياء الكهربائيّة أهمية كبيرة في العديد من الصناعات منها:

1- صناعة النضائد(البطاريات) المختلفة الأنواع والأحجام لتشغيل السيارات، الراديو، الساعات، وكذلك في المركبات الفضائية وغيرها.
2- عمليات الطلاء الكهربائي للأوعية والمعادن أو الأجهزة والمعدات المختلفة.
3- عمل الدوائر الكهربائيّة المطبوعة والمستخدمة في تصنيع الأجهزة الدقيقة.
4- تنقية الفلزات وتحضير بعض المعادن وعناصرها بعملية التحليل الكهربائي.

تفاعلات (الأكسدة - الاختزال):

هي تفاعلات بين مادتين يتوفر فيهما الاستعداد لفقدان أو اكتساب الإلكترونات، إذ تنتقل فيها الإلكترونات من المادة ذات الميل الأعلى لفقدان الإلكترونات فتتأكسد و تدعى بـ (العامل المختزل) إلى المادة ذات الميل الأوطأ فتختزل و تدعى بـ(العامل المؤكسد). اذن تتضمن تفاعلات (الأكسدة – الاختزال) عمليات انتقال للإلكترونات.

عملية الأكسدة: هي عملية فقدان إلكترون واحد أو أكثر فينتج عنها زيادة في عدد التأكسد وحسب العنصر.

$$Fe^{0} - 2e^{-} \longrightarrow Fe^{+2}$$
$$Fe^{+2} - 1e^{-} \longrightarrow Fe^{+3}$$

عملية الاختزال: هي عملية اكتساب إلكترون واحد أو أكثر فينتج عنها نقصان في عدد التأكسد وحسب العنصر.

$$Cl_2 + 2e^{-} \longrightarrow 2\ Cl^{-1}$$
$$Fe^{+3} + 1e^{-} \longrightarrow Fe^{+2}$$

تفاعل يوضح عمليتي (الأكسدة والاختزال) في آن واحد:

عملية اختزال (اكتساب 2 e)

$$Zn^{0} + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu^{0}$$

عملية تاكسد (فقدان 2e)

ويمكن ملاحظة بعض النقاط المهمة في تفاعلات الأكسدة . الاختزال مثل:

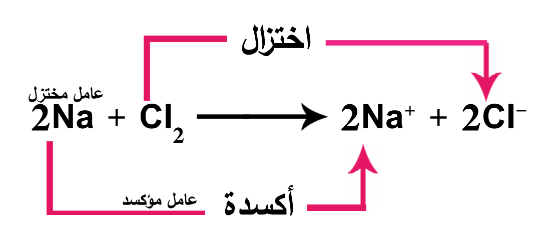
1- إنّ عمليتي الأكسدة والاختزال تحدثان في وقت واحد ولا يمكن فصل إحداها عن الأخرى، لأنّ المادة التي تتأكسد يجب أن يقابلها مادة أخرى تختزل.

2- يجب أن يكون عدد الإلكترونات المفقودة في عملية الأكسدة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة في عملية الاختزال.

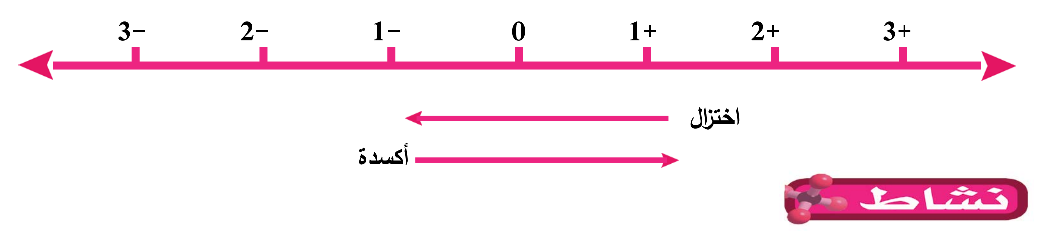
3- يمكن كتابة معادلات عمليتي الأكسدة والاختزال أعلاه بتحويل الإلكترونات إلى يمين السهم مع تغيير إشارتها، مثل:

$$Br_2 \longrightarrow 2Br^{-1} - 2e^{-}$$
$$Mn^{+5} \longrightarrow Mn^{+2} - 3e^{-}$$
$$Fe^{+3} \longrightarrow Fe^{+2} - 1e^{-}$$

4- في تفاعلات (الأكسدة – الاختزال) مادة في التفاعل يحصل عندها عملية أكسدة تكون عاملاً مختزلاً للمادة الثانية التي يحصل عندها عملية اختزال لتكون عاملاً مؤكسداً بدورها للمادة الأولى.



تفاعل أكسدة واختزال



1- ضع الإشارة المناسبة (+ أو −) وبين نوع التفاعل (أكسدة أو اختزال) للتفاعلات الآتية :

$2Cl^{-1}$ $\quad 2e^{-} \longrightarrow Cl_2$

Mg $\quad 2e^{-} \longrightarrow Mg^{+2}$

O_2 $\quad 4e^{-} \longrightarrow 2O^{-2}$

Fe^{+3} $\quad 1e^{-} \longrightarrow Fe^{+2}$

H_2 $\quad 2e^{-} \longrightarrow 2H^{+1}$

2- حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي :

$$2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2Al^{+3} + 6Cl^{-1}$$

الدرس الثاني
أعداد التأكسد: أهميتها و قواعد تعيينها

عدد الحصص 2

الأهداف

1- أن يعرِّف أعداد التأكسد.
2- أن يحسب عدد التأكسد لكل عنصر أو أيون.
3- أن يأتي بتجربة توضح تفاعلات (الأكسدة–الاختزال) لتحويل الطاقة الكيميائية إلى حرارية.

أعداد التأكسد:

هي أعداد تصف تفاعلات الأكسدة . الاختزال بدلالة شحنات موجبة أو سالبة أو متعادلة (صفر) والتي تكتب فوق رمز العناصر المشتركة في الصيغ الكيميائية، إنّ عدد التأكسد لكل ذرة في جزيء المركب يحدد عدد الشحنات الموجبة أو السالبة التي تمثل عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة لتلك الذرة، وإنّ معرفة أعداد التأكسد تساعدنا في التعرف على التفاعل إن كان التفاعل هو تفاعل(أكسدة– اختزال) أو غير ذلك، ويتم ذلك من خلال متابعتنا للتغيّر في أعداد التأكسد للعناصر المتفاعلة وكما موضح في الأمثلة أدناه:

تفاعل أكسدة و اختزال

$$2Na^{0} + Cl_{2}^{0} \longrightarrow 2Na^{+1} + 2Cl^{-1}$$

أما التفاعل الآتي ليس بتفاعل أكسدة و اختزال:

$$P^{+5}Cl^{-1} + 4H^{+1}{}_{2}O^{-2} \longrightarrow H^{+1}{}_{3}P^{+5}O_{4}{}^{-2} + 5H^{+1}Cl^{-1}$$

ويمكن معرفة عدد التأكسد لعنصر في مركب أو مجموعة جذرية من معرفة عدد التأكسد لبقية العناصر في المركب أو المجموعة جذرية وحسابها، وتكون أعداد التأكسد كما يلي:

1- عدد التأكسد لأي عنصر حر (سواء أكان جزيئة لذرات العنصر نفسه أم غير متّحد) يساوي صفر مثل: (Na . K . P_4 . O_2 . H_2 . Cu).

2- عدد التأكسد للأيون الأحادي الذرة يساوي مقدار الشحنة و نوعها على هذا الأيون، مثل:

Li^{+1}	إذاً عدد تأكسد Li =	+ 1	Al^{+3}	إذاً عدد تأكسد Al =	+ 3
Fe^{+2}	إذاً عدد تأكسد Fe =	+2	O^{-2}	إذاً عدد تأكسد O =	− 2
S^{-2}	إذاً عدد تأكسد S =	− 2	Cu^{+1}	إذاً عدد تأكسد Cu =	+ 1

3- عدد التأكسد لعناصر بعض زمر الجدول الدوري من الزمرة نفسها، وكما يأتي:

أ- عدد تأكسد الزمرة الأولى = +1 مثل (Na,K,Ag,Li) ومن عناصر هذه الزمرة أيضاً الهيدروجين H = +1، ماعدا مركباته في الهيدريدات مثل: NaH فيكون فيها= -1.

ب- عدد تأكسد الزمرة الثانية = +2 مثل (Be,Mg,Ca,Sr)

ج- عدد تأكسد الزمرة الثالثة = + 3 مثل (B,Al,Ga,In)

د- عدد تأكسد الزمرة السادسة = -2 مثل (S,Se,Te,Po) ومن عناصر هذه الزمرة أيضاً الأوكسجين O=-2 ، عدا البيروكسيدات مثل H_2O_2 فيكون فيها -1.

هـ- عدد تأكسد الزمرة السابعة (الهالوجينات) = -1 مثل : (F,Cl,Br,I)

4- للعناصر الانتقالية أكثر من عدد تأكسد، وبذلك تظهر ألواناً مختلفة حسب عدد التأكسد، ولكن هناك أعداد تأكسد شائعة مثل (+3،+2) للحديد و: (+1،+2) للنحاس وغيرها.

5- وبالشكل عام يمكن معرفة عدد تأكسد عنصر في مركب أو مجموعة جذرية من معرفة عدد تأكسد بقية العناصر في المركب أو المجموعة الجذرية وممّا لم يذكر في القواعد الثلاث السابقة فنتبع القاعدتين أدناه:

أ- مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات في مركب متعادل = صفر، مثل: CO_2، كما نعلم أنّ عدد تأكسد O=-2 ، وحسب القاعدة أعلاه لمعرفة عدد تأكسدC : س + 2(-2) =0 إذاً : س - 4 =0 ، ولإيجاد قيمة س نحوّل الرقم - 4 عبر علامة المساواة لنجد أنّ قيمة : س = + 4 ، وهذا هو عدد تأكسد الكاربون في المركب CO_2.

ب- مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات في أيون متعدد الذرات = شحنة الأيون وعددها.

مثال (1-4)

جد قيم أعداد التأكسد للعناصر التي تحتها خط في المركبات الآتية:

$\underline{N}H_4^{+1}$ ، $\underline{S}O_4^{-2}$ ، $\underline{Cr}O_3$ ، $K\underline{M_n}O_4$ ، $\underline{Cl}O_3^{-1}$ ، $H_3\underline{P}O_4$ ، $Na_2\underline{Cr_2}O_7$ ،$\underline{Mn_2}O_7^{-2}$

للمركب $Na_2Cr_2O_7$

(−2×7) + 2س + (+1×2) = صفر
(− 14) + (2س) (+ 2) = صفر
2س = + 14− 2 = + 12
س = $\frac{+12}{2}$ =+6

للمجموعة $Mn_2O_7^{-2}$

(− 2×7) + 2 س = −2
(−14) + 2 س =− 2
2س = + 14− 2 = + 12
س = $\frac{+12}{2}$ =+6

للمجموعة ClO_3^{-1}

(−2×3) + س =− 1
(6 −) + س =− 1
س = + 6 − 1 = + 5

للمركب H_3PO_4

(−2×4) + س + (+1×3) = صفر
(−8) + س + 3 = صفر
س = + 5

للمركب CrO_3

(− 2×3) + س = صفر
(−6) + س = صفر
س =+ 6

للمركب $KMnO_4$

(−2×4) + س + (+1×1) = صفر
(−8) + س + 1 = صفر
س =+ 7

للمجموعة SO_4^{-2}

(−2×4) + س = −2
(− 8) + س = − 2
س = +8 −2 = +6

للمجموعة NH_4^{+1}

(+1×4) + س = + 1
(+4) + س = +1
س = − 4 + 1= −3

الخلية الكهروكيميائية:

تجربة في تفاعلات (الأكسدة– الاختزال) لتحويل الطاقة الكيميائية إلى حرارية.
نقوم بوضع لوح من الخارصين في محلول كبريتات النحاس الأزرق لنلاحظ ما يلي:

1– تآكل لوح الخارصين وذوبانه تدريجياً بسبب تأكسده ليعطي أيونات Zn^{+2} التي تنفصل منه لتنزل إلى المحلول تلقائياً:

$$Zn - 2e^{-} \longrightarrow Zn^{+2}$$

2– في الوقت نفسه تبدأ عملية اختزال أيونات النحاس إلى ذرات النحاس Cu التي تترسب كطبقة إسفنجية بنية اللون على لوح الخارصين وفي أسفل الإناء: $Cu^{+2} + 2e^{-} \longrightarrow Cu$ ويبدأ اللون الأزرق بالزوال ليصبح عديم اللون وذلك بسبب تحوّل كبريتات النحاس الزرقاء إلى كبريتات الخارصين عديمة اللون، كما تتحرر طاقة حرارية بسبب الانتقال المباشر للإلكترونات من ذرات الخارصين إلى أيونات النحاس(Cu^{+2})، فقام دانيال بتحويل التفاعل إلى خلية كهروكيميائية.

3– نحصل على تفاعلي أكسدة و اختزال وبذلك يمكن جمعها للحصول على التفاعل العام:

تفاعل اكسدة: $Zn - \cancel{2}e^{-} \longrightarrow Zn^{+2}$

تفاعل اختزال: بجمع المعادلتين $Cu^{+2} + \cancel{2}e^{-} \longrightarrow Cu$

تفاعل العام: $Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu +$ طاقة حرارية

الشكل 1–4 يوضح التغيّرات على لوح الخارصين

4– نلاحظ من التجربة تحرير طاقة حرارية لأن هذا التفاعل تلقائي، ($\Delta G = +$) وبالرغم من طبيعته الكهربائيّة إلاّ أنّ عملية انتقال الإلكترونات غير واضحة لانتقالها المباشر من ذرات Zn إلى أيوناتCu^{+2} لتماسهما المباشر وعملية الانتقال هذه تولد حرارة في المحلول الذي من خلاله تم تحويل الطاقة الكيميائية إلى كهربائية، والتي لا نجدها في باقي الخلايا الكهربائيّة لتسخينها الأسلاك أثناء عملية الانتقال.

تم إطلاق اسم القطب على إناء التجربة وما فيه وعند ربط قطبين مختلفين منها بسلك أطلق عليها اسم الخلية مثل (الخلايا الكلفانية و الخلايا الفولتائية).

نشاط

احسب أعداد التأكسد العناصر باللون الأحمر في الأيونات و المركبات الآتية
(SO_2 ، CrO_3 ، MnO_4^{-1} ، $Ca_3(PO_4)_2$ ، HNO_3 ، HCO_3^{-1} ، $Cr_2O_7^{-2}$)

الدرس الثالث

الخلية الكهربائيّة و أنواعها



الأهداف

1- أن يعرّف (القطب، الأنود، الكاثود، الخلية، الجسر الملحي، الطلاء الكهربائي).
2- أن يعدد أنواع الخلايا الكهربائية.
3- أن يبين فائدة الجسر الملحي في خلية دانيال.
4- أن يوضح فوائد عملية الطلاء الكهربائي.
5- أن يقارن بين الخلايا الكلفانية والخلايا الإلكتروليتية.

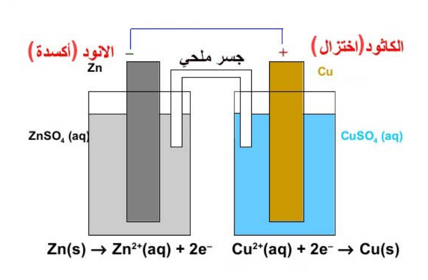
تعرف **الخلية الكهربائيّة** بأنّها جهاز ناتج من ربط قطبين لمادتين مختلفين بالجهد فيسري بينهما تيار كهربائي، وإنّ أهم جزء في الخلية الكهربائيّة هو **القطب** والذي يمكن تعريفه بأنّه كل عنصر مغمور في محلول أيوناته، أو في حالة تماس مع محلول يحتوي على أيونات ذلك العنصر، وهو يمثل نصف الخلية ويكون على **نوعين**:

قطب الأنود: وهو القطب الذي تحصل عنده عملية الأكسدة (فقدان الإلكترونات) وكذلك عملية الذوبان، ويمثل الأنود نصف الخلية.

قطب الكاثود: وهو القطب الذي تحصل عنده عملية الاختزال (اكتساب الإلكترونات) وكذلك عملية الترسيب، ويمثل الكاثود نصف الخلية.

تكون الخلايا على نوعين(خلايا فولتائية و خلايا إلكتروليتية):

1. الخلية الفولتائية أو الكلفانية (خلية دانيال): استطاع دانيال تصميم خلية كهروكيميائية وذلك عن طريق وضع لوح من الخارصين(قطب الأنود) في إناء يحتوي على كبريتات الخارصين ($ZnSO_4$) ولوح من النحاس(قطب الكاثود) في إناء يحتوي على كبريتات النحاس($CuSO_4$)، وتعتمد الخلية على مبدأ تأكسد الخارصين Zn إلى Zn^{+2} واختزال النحاس Cu^{+2} إلى Cu مع انتقال الإلكترونات بين القطبين من خلال سلك خارجي مربوط بين اللوحين(الدائرة الخارجية)، ويوصل المحلولين بما يسمى **بالجسر الملحي** (الدائرة الداخلية) والذي هو عبارة عن أنبوب زجاجي يكون على الشكل حرف U مقلوب ويحتوي على محلول إلكتروليتي خامل لأي



الشكل 4-2
خلية دانيال

تغيّر كيميائي مثل ($NaCl, KCl , K_2SO_4$)، ويثبت المحلول الإلكتروليتي بداخل الأنبوب بمادة صمغية ويعمل الجسر الملحي على إكمال الدائرة الكهربائيّة عن طريق انتقال الأيونات بين القطبين دون امتزاجهما، نلاحظ تآكل لوح الخارصين وتناقصه تدريجياً وتحوّل ذراته إلى أيونات موجبة الشحنة بسبب فقدانها للإلكترونات.
وتنتقل أيونات (SO_4^{-2}) عبر الجسر الملحي إلى المحلول وتتفاعل مع أيون الخارصين مكونةً كبريتات الخارصين .
أمّا لوح النحاس فتنتقل الإلكترونات اليه وتكتسب أيونات النحاس هذه الإلكترونات الموجودة في المحلول وتتحوّل إلى ذرات النحاس مترسّبة على لوح النحاس، ويزداد سمكه وبذلك يقل تركيز أيونات النحاس في المحلول وتنتقل إليه أيونات(k^+) عبر الجسر الملحي وتتفاعل مع أيونات الكبريتات المتبقية في المحلول مكونةً كبريتات البوتاسيوم.

عند الأنود: تفاعل اكسدة	$Zn - 2e^- \longrightarrow Zn^{+2}$
عند الكاثود: تفاعل اختزال	$Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu$
التفاعل العام	$Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$

خلية دانيال تحوّل الطاقة الكيميائية إلى كهربائية اعتماداً على فرق الجهد ما بين القطبين، لذا يكون التفاعل فيها تلقائياً (ΔG=−) وجهد الخلية E موجباً، ويمكن التعبير كتابةً عن خلية دانيال (الكلفانية) بالشكل الآتي:

$$Zn_{(s)} / Zn^{2+}{}_{(1M)} // Cu^{2+}{}_{(1M)} / (Cu_{(s)}$$

2- الخلية الإلكتروليتية (خلايا التحليل الكهربائي):

وهي خلية يحدث فيها تحليل كهربائي كخلايا تحليل منصهر كلويد النحاس الثنائي، إذ تحوّل الطاقة الكهربائيّة من مصدر خارجي (نضيدة أو تيار مستمر) إلى طاقة كيميائية بشكل عناصر مترسّبة أو متحررة عند قطبين من الكرافيت، لذا يكون التفاعل فيها غير تلقائي (ΔG= +) وجهد الخلية E سالب ، وهنا يكون أنود الخلية هو المرتبط بـ (كاثود البطارية) و كاثود الخلية هو المرتبط بـ (أنود البطارية). وعند إمرار التيار الكهربائي من البطارية (خلية فولتائية) إلى قطبين مربوطين بسلك من الكرافيت ومغمورين في منصهر لكلوريد النحاسيك ($CuCl_2$) حيث يكون المحلول هو (الدائرة الداخلية) والأسلاك تمثل (الدائرة الخارجية) فتحصل التفاعلات الآتية:



الشكل 4-3
خلية تحليل كهربائي

عند الأنود :عملية التأكسد $2Cl^{-} - 2e^{-} \longrightarrow Cl_2$

عند الكاثود: عملية الاختزال $Cu^{+2} + 2e^{-} \longrightarrow Cu$

و التفاعل العام هو: $Cu^{+2} + 2Cl^{-} \longrightarrow Cu + Cl_2$

الطلاء الكهربائي:

هو عملية إكساء لأداة مصنوعة من فلز بفلز آخر لوقايتها من التآكل أو اكسابها مظهراً مرغوباً به بواسطة خلية التحليل الكهربائي الإلكتروليتية المستخدمة في الطلاء الكهربائي، وفي حالة الطلاء فإنّه يجب أن:

أ- تكون مادة الطلاء أنوداً للخلية، ومحلول الخلية لأحد أملاحها .

ب- تكون المادة المراد طلائها كاثود الخلية، لأنّ الترسيب يحصل عند هذا القطب.

ومن فوائد الطلاء الكهربائي : الحماية من التآكل (الصدأ)، وللزينة كما في حالة الطلاء بالذهب والفضة.



1.خلية طلاء كهربائي



2.وضع الأقطاب وإضافة المحلول



3.بعد الطلاء

الشكل 4-7 يوضح عملية الطلاء الكهربائي

تعتمد جودة الطلاء على عاملين :

1- أن تكون شدة التيار ضعيفة.

2- تركيز أيونات محلول الفلز المراد الطلاء به قليل.

مقارنة بين الخلايا الكلفانية و الخلايا الإلكتروليتية

الخلايا الكلفانية (الفولتائية)	الخلايا الإلكتروليتية (التحليل)
1- تحوّل الطاقة الكيميائية إلى كهربائية أي تنتج تياراً كهربائياً. 2- التفاعل تلقائي ($\Delta G = -$) وجهد الخليةE موجب. 3- تحتاج إلى جسر ملحي. 4- أقطابها منفصلة ويربطها الجسر الملحي. 5- يكون الأنود هو القطب السالب والكاثود هو القطب الموجب	1- تحوّل الطاقة الكهربائيّة إلى كيميائية أي تستهلك تياراً كهربائياً. 2- التفاعل لا تلقائي ($\Delta G=+$) وجهد الخلية E سالب. 3- لا تحتاج إلى جسر ملحي . 4- أقطابها مغمورة بالمحلول نفسه. 5- يكون الأنود هو القطب الموجب و الكاثود هو القطب السالب .

نشاط

1- هل يمكنك طلاء ملعقة طعام بطبقة من الذهب؟ بيّن ذلك؟
2- يحضر غاز الهيدروجين وغاز الأوكسجين من تحليل الماء كهربائياً. بيّن بالمعادلة تفاعل قطب الأنود والكاثود والتفاعل العام لهذه الخلية .

الدرس الرابع
قوانين فراداي

عدد الحصص 2

الأهداف

1- أن يُعرِف(التيارالكهربائي الأمبير ، الكولوم ، الفراداي)
2- أن يذكر نص القانون الأول والثاني لفراداي .
3- أن يحسب كمية (كتلة) المواد المترسبة أو المتحررة عند الأقطاب.
4- أن يوضح أهمية قوانين فراداي

بعض المصطلحات الكهربائيّة والكيميائية في التفاعلات الكهروكيميائية

التيـــار الكهربائــي : هـو الشـحنات المنتقلـة خـلال وسـيط ناقـل، كانتقـال الإلكترونـات خـلال سـلك موصل أو انتقـال الأيونـات فـي محلـول إلكتروليتـي، والـذي يعادل كمية من الشحنة الموجودة في عدد افوكادرو (6.023×10^{23}) من الإلكترونات، و يرمز له بالرمز(ت)، ويقاس بوحدة(الأمبير).

الأمبير : هو وحدة قياس شدة التيار الكهربائي أو مقداره الذي يسببه مرور كولوم واحد عبر وسيط ناقل خلال ثانية واحدة ، ويقاس بوحدة(كولوم/ثانية).

$$\text{التيار (أمبير)} = \frac{\text{الشحنة بالكولوم}}{\text{الزمن بالثانية}}$$

الكولوم : هو وحدة لقياس كمية الشحنة الكهربائيّة الناتجة من مرور تيار شدته أمبير واحد خلال زمن مقداره ثانية واحدة خلال وسط ناقل، وتساوي كمية الشحنة الموجودة في 6.023×10^{23} إلكترون، وقانونه:

كمية الشحنة (كولوم) = التيار (أمبير) × الزمن (ثانية)

الفولت : هو وحدة قياس الجهد الناتج عن فرق الجهد الذي يسببه مرور تيار شدته أمبير واحد خلال وسط ناقل مقاومته أوم واحد، وقانونه:

الجهد (فولت) = التيار (أمبير) × المقاومة (أوم)

استنتج العالم فراداي قانونين لربط العلاقة بين التفاعلات الكيميائية و الكهربائيّة عن طريق كمية المواد المترسبة أو المتحررة عند الأقطاب وكمية الكهربائيّة مع الجهد (قوة دافعة كهربائية).

(قوانين فراداي)

القانون الأول : كمية المادة المتحررة أو المترسبة عند أي قطب تتناسب طردياً مع كمية الكهربائيّة المارة في الخلية.

القانون الثاني : كميات المواد المتحررة أو المترسبة عند الأقطاب المختلفة تتناسب طردياً مع كتلها المكافئة الغرامية بشرط مرور الكمية نفسها من الكهربائية.

الفراداي : هو كمية الشحنة الكهربائيّة التي تكافئ 96500 كولوم/ مول والناتجة عند مرور مول واحد لعدد أفوكادرو(6.023×10^{23}) من الإلكترونات، أو ترسب كتلة غرامية واحدة من المادة. أي أنّ:

كمية الشحنة الكهربائيّة= واحد مول لعدد أفوكادرو من الإلكترونات X شحنة الإلكترون

فراداي= 6.023×10^{23} إلكترون / مول× 1.6021×10^{-19} كولوم/ إلكترون

فراداي= 96487 كولوم/مول (والذي يقرب الى 96500 في الحسابات)

وبذلك تكون علاقات قوانين فراداي عند قياس كمية الكهربائيّة كالآتي:

عدد الفراداي= $\frac{\text{عدد الكولومات}}{96500}$ = $\frac{\text{التيار} \times \text{الزمن}}{96500}$ = $\frac{\text{عدد الإلكترونات المارة بالمحلول}}{\text{عدد افوكادرو}}$

و تتكون (6) علاقات لقوانين فراداي عند قياس كمية المادة المترسّبة أو المتحررة كالآتي:

عدد الفراداي= عدد مولات المادة المترسبة×ع = $\frac{\text{كتلة الفلز المترسبة}}{\text{كتلة الذرية}}$×ع للذرة

عدد الفراداي= $\frac{\text{كتلة الغاز المتحرر}}{\text{كتلة الجزيئية}}$×2ع للجزيئة = $\frac{\text{عدد ذرات الفلز المترسبة}}{\text{عدد أفوكادرو}}$×ع

عدد الفراداي= $\frac{\text{عدد جزيئات الغاز المتحرر}}{\text{عدد أفوكادرو}}$×2ع للجزيئة

= $\frac{\text{حجم الغاز في ظ . ق}}{22.4}$×2ع للجزيئة

ع تمثل عدد التأكسد

إنّ العلاقات الستة أعلاه لقياس كمية (كتلة) المواد المترسبة أو المتحررة عند الأقطاب هي مشتقة من قوانين المول الثلاثة التي سبق أن درستها.

انتبه

1- لتحرير مول واحد من غاز (جزيئته ثنائية الذرة) فإننا نحتاج إلى (2 × عدد الإلكترونات المفقودة او المكتسبة) .

2- لترسيب مول واحد نتبع ماياتي:

أ- لترسيب مول واحد من (M^{+1}) مثل (Ag^{+1}) نحتاج إلى (1فر) مثل:

$$Ag^{+} + 1e \longrightarrow Ag$$

ب- لترسيب مول واحد من (M^{+2}) مثل(Co^{+2}) نحتاج إلى (2 فر) مثل:

$$Co^{+2} + 2e \longrightarrow Co$$

ج- لترسيب مول واحد من (M^{+3}) مثل (Cr^{+3}) نحتاج إلى (3 فر) مثل:

$$Cr^{+3} + 3e \longrightarrow Cr$$

أمثلة على قوانين فراداي

مثال (2-4)

تم إمرار تيار ثابت في محلول يحتوي على أيونات Cu^{+2} بين قطبين من النحاس وبعد مرور (دقيقتين و 13 ثانية) وجد أنّ كتلة الكاثود قد ازدادت بمقدار (0.634 غم) احسب كمية الشحنة بالفراداي التي مرت بالمحلول وكذلك شدة التيار الكهربائي.

الحل

بما أنّ المطلوب إيجاد عدد فراداي ومن خلال منطوق السؤال نلاحظ وجود كتلة النحاس لذلك نطبق العلاقة الآتية:

$$\text{فر} = \frac{\text{كتلة النحاس}}{\text{الكتلة الذرية}} \times \text{ع}$$

$$\text{فر} = \frac{0.634}{63.4} \times 2 = 0.02 \text{ فر}$$

ولحساب شدة التيار نطبق العلاقة الآتية:

$$فر = \frac{ت \times ن}{96500}$$

$$0.02 = \frac{ت \times (13+60\times3)}{96500}$$

$$0.02 = \frac{ت \times 193}{96500}$$

$$ت = \frac{96500\times0.02}{193} = 10 \text{ امبير}$$

مثال (3-4)

مرّر (1430) كولوم من الكهربائيّة خلال منصهر NaCl احسب:

1- كمية الصوديوم المترسبة على الكاثود.

2- حجم غاز Cl_2 المتحرر في الظروف القياسية (ظ.ق) على الأنود على أنّ الكتلة الذرية لـ Na = 23 ؟

الحل

من عدد الكولومات نجد الكتلة المترسبة ومن العلاقة:

$$\frac{\text{عدد الكولومات}}{96500} = \frac{\text{كتلة الفلز } (Na)}{\text{الكتلة الذرية}} \times ع$$

$$\frac{1430}{96500} = \frac{\text{كتلة}}{23} \times 1 \Longleftarrow \text{كتلة Na} = \frac{23\times1430}{96500} = 0.46 \text{ غرام}$$

وكذلك من عدد الكولومات نجد حجم الغاز المتحرر ومن العلاقة الآتية

$$\frac{\text{عدد الكولومات}}{96500} = \frac{\text{حجم الغاز في ظروف قياس المتحرر}}{22.4} \times 2ع$$

$$\frac{1430}{96500} = \frac{\text{حجم الغاز المتحرر}}{22.4} \times 2\times1$$

$$\text{حجم الغاز المتحرر} = \frac{22.4\times1430}{2\times96500} = 0.224 \text{ لتر}$$

نشاط

1- احسب كمية الكهربائيّة المارة بالفاراداي في محلول H_2SO_4 والتي تؤدي إلى تحرر 2.24 لتر من غاز الهيدروجين في ظروف قياسية .

2- تم ترسيب 54 غرام من الألمنيوم (كتلته الذرية = 27غم / مول)عند إمرار تيار كهربائي شدته 10 أمبير احسب زمن الترسيب .

الدرس الخامس
جهد الخلية والتعبير عنها

عدد الحصص 2

الأهداف

1- أن يعرّف (التفاعل العام، العامل المؤكسد، العامل المختزل).
2- أن يوضح قطب الهيدروجين القياسي وأهميته.
3- أن يحسب جهد الخلية من معرفة جهود الاختزال.
4- أن يعبر عن الخلية من معرفة معادلة التفاعل (وبالعكس).

سبق أن ذكرنا بأنّ تفاعلات (الأكسدة . الاختزال) تنتقل فيها الإلكترونات من مادة إلى أخرى بسبب الجهد الكهربائي بين القطبين ويسمى حاصل جمع تفاعل الأكسدة عند الأنود مع تفاعل الاختزال عند الكاثود بالتفاعل العام.

تفاعل الأكسدة – أنود $2Al - 6e^{-} \longrightarrow 2Al^{+3}$

تفاعل الاختزال– كاثود $3Cl_2 + 6e^{-} \longrightarrow 6Cl^{-1}$

التفاعل العام $2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 6Cl^{-1} + 2Al^{+3}$

يجب أن يكون التفاعل العام خالياً من الإلكترونات في حالة عدم تساوي الإلكترونات المفقودة والمكتسبة، فيجب أن نستخدم المضاعف لتحقيق التساوي، كما في تفاعل الكلور والألمنيوم أعلاه، وذلك بضرب معادلة الألمنيوم الأولى بالرقم (2) ومعادلة الكلور الثانية بالرقم (3).
ويتم حساب جهد الخلية من حساب جهود أقطابها، ويعرف جهد القطب(E) بأنّه مقدار ميل القطب لفقدان أو اكتساب الإلكترونات أو هو فرق الجهد الحاصل بين لوح العنصر ومحلول أيوناته ويقسم إلى قسمين: حيث أنّ:
1- **جهد التأكسد** (E أكسدة): هو مقدار الميل لفقدان الإلكترونات.
2- **جهد الاختزال**(E اختزال): هو مقدار الميل لاكتساب الإلكترونات.

العامل المؤكسد: هو مادة ذات جهد تأكسد واطئ، فيحصل لها عملية اختزال باكتسابها إلكتروناً واحداً أو أكثر.
العامل المختزل: هو مادة ذات جهد تأكسد عالٍ، فيحصل لها عملية تأكسد بفقدانها إلكتروناً واحداً أو أكثر.
ولحساب جهد الخلية يجب مراعاة الملاحظات الآتية عند حساب جهود الأقطاب.

1- في القطب الواحد فإن E أكسدة = E اختزال (مع عكس الإشارة). أي أنّ:
جهد أكسدة العنصر = عكس جهد اختزاله.
2- القوة الدافعة الكهربائيّة للخلية تسجل جهد الخلية، ويمكن حساب قطب الخلية بأنّه مجموع جهد الأكسدة للأنود وجهد الاختزال للكاثود، كما في العلاقة الآتية:

E خلية = E أكسدة + E اختزال

3- يسمى جهد القطب بالقياسي ويرمز(E^{o}) في الظروف القياسية درجة الحرارة (25مْ) و الضغط 1 جو والتراكيز 1 مولاري.

4- لايمكن قياس جهد قطب على انفراد لاستحالة الحصول على عملية أكسدة لوحدها أو عملية اختزال لوحدها.

5- جهد القطب غير القياسي يمكن معرفته من معادلة نيرنست، أما جهد القطب القياسي فيمكن معرفته من قطب الهيدروجين القياسي.

الجدول(4-1)

قائمة بجهود اختزال الأقطاب القياسية

الجهد الاختزال القياسي فولت - E °	الالشكل المختزل	اتجاه التفاعل	-Xe+		الشكل المؤكسد	القطب في تفاعل أكسدة - اختزال
+2,87 V	$2F^{-}$	→	2e −	+	F_2	الفلور (F)
+2,00 V	$2SO_4^{2-}$	→	2e −	+	$S_2O_8^{2-}$	الأوكسجين (O)
+1,78 V	$4H_2O$	→	2e −	+	$H_2O_2 + 2H_3O^{+}$	الأوكسجين (O)
+1,69 V	Au	→	e −	+	Au^{+}	الذهب (Au)
+1,50 V	Au	→	3e −	+	Au^{3+}	الذهب (Au)
+1,40 V	Au	→	2e −	+	Au^{2+}	الذهب (Au)
+1,36 V	$2Cl^{-}$	→	2e −	+	Cl_2	الكلور (Cl)
+1,33 V	Cr^{3+}	→	3e −	+	Cr^{6+}	الكروم (Cr)
+1,23 V	$6H_2O$	→	4e −	+	$O_2 + 4H_3O^{+}$	الأوكسجين (O)
+1,20 V	Pt	→	2e −	+	Pt^{2+}	البلاتين (Pt)
+1,07 V	$2Br^{-}$	→	2e −	+	Br_2	البروم (Br)
+0,85 V	Hg	→	2e −	+	Hg^{2+}	الزئبق (Hg)

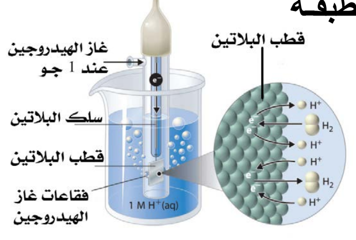
الفضة	(Ag)	Ag^{+}	+	e^{-}	$\rightarrow$	Ag	+0,80 V
الحديد	(Fe)	Fe^{3+}	+	e^{-}	$\rightarrow$	Fe^{2+}	+0,77 V
اليود	(I)	I_2	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	$2I^{-}$	+0,53 V
النحاس	(Cu)	Cu^{+}	+	e^{-}	$\rightarrow$	Cu	+0,52 V
الحديد	(Fe)	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	+	e^{-}	$\rightarrow$	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	+0,361 V
النحاس	(Cu)	Cu^{2+}	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	Cu	+0,35 V
النحاس	(Cu)	Cu^{+1}	+	e^{-}	$\rightarrow$	$Cu+$	+0,16 V
القصدير	(Sn)	Sn^{+4}	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	Sn^{2+}	+0,15 V
الهيدروجين	(H_2)	$2H^{+}$	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	$H2$	0
الحديد	(Fe)	Fe^{3+}	+	$3e^{-}$	$\rightarrow$	Fe	−0,04 V
الرصاص	(Pb)	Pb^{2+}	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	Pb	−0,13 V
القصدير	(Sn)	Sn^{2+}	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	Sn	−0,14 V
المولبيديوم	(Mo)	Mo^{3+}	+	$3e^{-}$	$\rightarrow$	Mo	−0,20 V
النيكل	(Ni)	Ni^{2+}	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	Ni	−0,23 V
الكوبلت	(Co)	Co^{2+}	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	Co	−0,28 V
الكدميوم	(Cd)	Cd^{2+}	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	Cd	−0,40 V
الحديد	(Fe)	Fe^{2+}	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	Fe	−0,44 V
الكبريت	(S)	S	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	S^{2-}	−0,48 V
النيكل	(Ni)	$NiO_2 + 2H_2O$	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	$Ni(OH)_2 + 2OH^{-}$	−0,49 V
الكروم	(Cr)	Cr^{3+}	+	$3e^{-}$	$\rightarrow$	Cr	−0,76 V
الخارصين	(Zn)	Zn^{2+}	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	Zn	−0,76 V
الماء	(H_2O)	$2H_2O$	+	$2e^{-}$	$\rightarrow$	$H_2 + 2\ OH^{-}$	−0,83 V

الكروم	(Cr)	Cr^{2+}	+	2e −	→	Cr	−0,91 V
النوبيليوم	(Nb)	Nb^{3+}	+	3e −	→	Nb	−1,099 V
الفناديوم	(V)	V^{2+}	+	2e −	→	V	−1,17 V
المنغنيز	(Mn)	Mn^{2+}	+	2e −	→	Mn	−1,18 V
التيتأنيوم	(Ti)	Ti^{3+}	+	3e −	→	Ti	−1,21 V
الألمنيوم	(Al)	Al^{3+}	+	3e −	→	Al	−1,66 V
التيتأنيوم	(Ti)	Ti^{2+}	+	2e−	→	Ti	−1,77 V
البريليوم	(Be)	Be^{2+}	+	2e −	→	Be	−1,85 V
المغنيسيوم	(Mg)	Mg^{2+}	+	2e −	→	Mg	−2,372 V
السيتراتنيوم	(Ce)	Ce^{3+}	+	3e −	→	Ce	−2,483 V
اللنثأنيوم	(La)	La^{3+}	+	3e −	→	La	−2,522 V
الصوديوم	(Na)	Na^{+}	+	e −	→	Na	−2,71 V
الكالسيوم	(Ca)	Ca^{2+}	+	2e −	→	Ca	−2,76 V
الباريوم	(Ba)	Ba^{2+}	+	2e −	→	Ba	−2,90 V
البوتاسيوم	(K)	K^{+}		+ e−	→	K	−2,92 V
الليثيوم	(Li)	Li^{+}		+ e−	→	Li	−3,05 V

قطب الهيدروجين القياسي :

يتكون من أنبوبة زجاجية يمرر فيها غاز الهيدروجين على شكل فقاعات بضغط مقداره 1جو ودرجة حرارة 25 مْ في محلول يحتوي على أيونات H^+ مثل محلول HCl ويكون تركيزه واحد مولاري تحتوي الأنبوبة الزجاجية في أسفلها على قطعة من البلاتين مغطاة بطبقة خشنة من البلاتين الأسود متصلة بسلك من البلاتين ويستخدم البلاتين في قطب الهيدروجين القياسي لأنه مادة خاملة لا تعاني اختزالاً أو تأكسداً في الظروف الاعتيادية ومن فوائد طبقة البلاتين الأسود أنها:

1- توفر مساحة سطحية أكبر لتعلق عليها جزيئات الهيدروجين وتتفكك على الشكل أيونات ذائبة في المحلول.



الشكل 4-4
قطب الهيدروجين القياسي

2- موصل جيد للكهرباء فيعمل على ربط الدائرة الداخلية مع الدائرة الخارجية.

وتم إختيار قطب الهيدروجين القياسي مرجعاً لقياس جهود بقية أقطاب العناصر الاخرى لأنّ نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر فيمكن استخدامه كقطب أنود أو كاثود.

وتم اختيار قطب الهيدروجين القياسي مرجعاً لقياس جهود بقية أقطاب العناصر الأخرى لأنّ نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر فيمكن استخدامه كقطب أنود أو كاثود.

ملاحظات حول قطب الهيدروجين القياسي

1- تم عالمياً اعتبار قطب الهيدروجين القياسي يساوي صفراً سواءً أكان:

أنود (في حالة تأكسد) $H_2 - 2e \longrightarrow 2H^+$ أنود

أم كاثود (في حالة اختزال) $2H^+ + 2e \longrightarrow H_2$ كاثود

2- يربط قطب الهيدروجين مع قطب آخر فيكون جهد الخلية هو جهد القطب الثاني وبذلك يعد قطب الهيدروجين أساساً لقياس جهود الأقطاب الأخرى.

3- رتبت جهود أقطاب الاختزال بصورة تنازلية وهي نفسها جهود أقطاب التأكسد مع عكس الإشارة وكما مبين في الجدول (4-1).

4- يكون قطب الهيدروجين (أنود) عند ربطه مع قطب ذي جهد اختزال موجب إذ تتأكسد جزيئات الهيدروجين (H_2) إلى أيونات الهيدروجين(H^+) الذائبة في المحلول.

5- ويكون قطب الهيدروجين (كاثود) عند ربطه مع قطب ذو جهد اختزال سالب إذ تختزل أيونات H^+ إلى جزيئات الهيدروجين(H_2) ويتحرر على شكل غاز.
6- عند ربط قطبين فإنّ القطب ذو جهد الاختزال الأعلى يكون (كاثود) و ذو جهد الاختزال الأقل يكون (أنود)، وتقلب إشارة جهد اختزال الأنود لتحويلها إلى جهد التأكسد عند إيجاد جهد الخلية القياسي.
7- إذا كانت قيمة جهد الخلية (E°) موجبة فالتفاعل تلقائي والخلية منتجة للطاقة الكهربائيّة والعكس صحيح.

التعبير عن الخلية

يمكن التعبير عن الخلية كتابة باتباع الخطوات الآتية:

1- كتابة الأنود: يكتب الطور الصلب من جهة اليسار، ثم المحلول الإلكتروليتي إلى جهة اليمين منه، ويفصل بين الطورين بخط عمودي(/) واحد مائل قليلاً سواء عند كتابة الأنود أم الكاثود، ويكتب تركيز المحلول بين قوسين مثل:

$$Zn \ / \ Zn^{+2}_{(1\ \text{مولاري})}$$

2- كتابة الكاثود : يكتب المحلول الإلكتروليتي أولاً في جهة اليسار مع كتابة تركيزه المولاري، ثم كتابة المادة الصلبة إلى جهة اليمين.

$$Cu^{+2}_{(1M)} \ / \ Cu$$

3- يكتب Pt في حالة القطب الغازي أو الأيوني إلى جهة اليمين في حالة الكاثود أو إلى اليسار في حالة الأنود مع كتابة ضغط الغاز كما في المثال الآتي.

تفاعل الكاثود $O^{-2}_{(1M)} \ / \ O_2 \ / \ Pt$

تفاعل الأنود $Pt \ / \ H_{2\ (\text{ا جو})} \ / \ H^{+1}_{(1M)}$

4- ثم يجمع بين الأنود والكاثود بكتابة الأنود من اليسار والكاثود من اليمين، ويفصل بينهما بخطين عموديين مائلين قليلاً(//) يمثلان الجسر الملحي في الخلية، أمّا الخط الواحد فيمثل الحاجز بين الطورين السائل والصلب.

مثال (4-4)

خلية كهربائية متكونة من قطب النحاس جهد الاختزال القياسية لـ Cu^{+2}= 0.34 فل مع غاز الهيدروجين، اكتب تفاعل الأنود وتفاعل الكاثود والتفاعل العام للخلية ، ثم جد جهدها وعبر عنها كتابة.



تفاعل الأنود $H_2 - 2e \longrightarrow 2H^+$

تفاعل الكاثود $Cu^{+2} + 2e \longrightarrow Cu$

التفاعل العام للخلية $H_2 + Cu^{+2} \longrightarrow 2H^+ + Cu$

جهد الخلية   E° = E° أكسدة + E° اختزال

= صفر + 0.34 = 0.34 فولت

التعبير عن الخلية كتابة

$Pt_{(s)} / H_{2(1\ atm)} / H^+_{(1\ M)} // Cu^{2+}_{(1\ M)} / Cu_{(s)}$

 (5-4)

الخليـة الآتيـة: $Cd / Cd^{+2}_{(1M)} // Ag^{+1}_{(1M)} / Ag$ ، اكتـب تفاعـلات الأنـود والكاثـود والتفاعل العام لـها، علماً أنّ جهود الاختـزال القياسية لـ

A_g^{+1} = 0.8 فل ولـ Cd^{+2} =– 0.4 فل



$Cd - 2e^- \xrightarrow[\text{انود}]{\text{تاكسد}} Cd^{+2}$ E° تاكسد = +0.4 فل

$2Ag^{+1} + 2e^- \xrightarrow[\text{كاثود}]{\text{اختزال}} 2Ag$ E° اختزال = +0.8 فل

$Cd + 2Ag^+ \longrightarrow Cd^{+2} + 2Ag$ E° خلية = 1.2 فل

مثال (6-4)

في تفاعل الخلية $2Fe^{+3} + Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2Fe^{+2}$ إذا علمت أنّ جهود اختزال القياسية ل Fe^{+3} = 0.77 فل و لـ Zn^{+2} = –0.76 فل ، احسب جهود الخلية القياسية ثم عبّر عنها كتابة

الحل

$Zn - 2e^- \xrightarrow[\text{انود}]{\text{تاكسد}} Zn^{+2}$ E° تأكسد = +0.76 فل

$2Fe^{+2} + 2e^- \xrightarrow[\text{كاثود}]{\text{اختزال}} 2Fe^{+3}$ E° اختزال = +0.77 فل

$Zn + 2Fe^{+2} \longrightarrow 2Fe^{+3} + Zn^{+2}$ E° خلية = +1.53 فل

التعبير عن الخلية كتابة $Zn / Zn^{+2}_{(1M)} // Fe^{+3}_{(1M)} / Fe^{+2}_{(1M)} / Pt$

لاحظ قطب الكاثود (أيونات الحديد) تحتاج إلى مادة مثبتة (Pt) وذلك لأنّ كلا الطورين على شكل محلول .

مثال (7-4)

طلب من أحد الطلبة في المختبر حفظ محلول كبريتات النحاس $(CuSO_4)$ فقام بحفظه في قنينة من الألمنيوم، هل يجوز الحفظ أم لا؟ ولماذا ؟ علماً بأنّ جهود الاختزال القياسية لـ Cu^{+2} = 0.34 فل و لـ Al^{+3} =- 1.66 فل .



الحل

نفرض أنّ إناء الألمنيوم (أنود) والنحاس (كاثود) ثم نحسب جهد الخلية ونكتب تفاعلها العام كما يلي :

$$2Al - 6e^- \xrightarrow[\text{انود}]{\text{تاكسد}} 2Al^{+3} \qquad E^\circ_{\text{تاكسد}} = +1.66 \text{ فل}$$

$$3Cu^{+2} + 6e^- \xrightarrow[\text{كاثود}]{\text{اختزال}} 3Cu \qquad E^\circ_{\text{اختزال}} = +0.34 \text{ فل}$$

$$2Al + 3Cu^{+2} \longrightarrow 2Al^{+3} + 3Cu \quad \text{التفاعل العام} \qquad E^\circ_{\text{خلية}} = +2.00 \text{ فل}$$

بما أنّ جهد الخلية موجب فإنّ التفاعل يتم بصورة تلقائية بين كبريتات النحاس والألمنيوم ومن ثم تتآكل قنينة الألمنيوم بسبب فرق الجهد بين القطبين لذلك أخطأ الطالب ولا يمكن حفظ كبريتات النحاس في قنينة من الألمنيوم.

نشاط

1- احسب جهد الخلية القياس التي تفاعلها العام

$$2Ag + Sn^{+2} \longrightarrow 2Ag^+ + Sn$$

ثم عبر عنها كتابة، علماً أنّ جهود الاختزال القياسية لـ Ag^+ = 0.8 فل و لـ Sn = ‎-0.14 فل.

2- أيّهما يحرر غاز الهيدروجين من محلول أيوناته ؟ الألمنيوم أم الذهب؟ ولماذا ؟ ثم عبّر عن الخلية كتابة. علماً أنّ جهود الاختزال القياسية لـ Al^{+3} =- 1.67 فل و لـ Au^{+3} =+ 1.5 فل.

الدرس السادس
معادلة نرنست



الأهداف

1- أن يحسب الخلية (أو القطب) غير القياسي باستخدام معادلة نرنست.
2- أن يوضح علاقة جهد الخلية بتركيز المحلول ودرجة الحرارة.

لحساب جهد الخلية أو(القطب) غير القياسي نستخدم علاقة نرنست وهي :

$$E_{\text{خلية}} = E^{o}_{\text{خلية}} - \frac{2.303\ \text{ر ط}}{\text{ع×فر}}\ \text{لو}\ \frac{[\text{نواتج}]}{[\text{متفاعلات}]}$$

حيث ر = 8.314 (ثابت الغاز) جول/مول . ط

فر = 96500

وعند درجة حرارة 25 مْ (298 طْ) تصبح المعادلة كما يلي :

$$E_{\text{خلية}} = E^{o}_{\text{خلية}} - \frac{0.0592}{\text{ع}}\ \text{لو}\ \frac{[\text{نواتج}]}{[\text{متفاعلات}]}$$

انتبه

فعالية المواد الصلبة = 1

مثال (8-4)

احسب جهد الخلية دانيال إذا علمت أنّ تركيز كبريتات الخارصين 0.1 مولاري وتركيز كبريتات النحاس 0.01 مولاري في درجة 25 مْ وأنّ الجهد القياسي للخلية (1.1 فل) للمعادلة الآتية:

$$Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$$

الحل

$$E_{\text{خلية}} = E^{o}_{\text{خلية}} - \frac{0.0592}{\text{ع}}\ \text{لو}\ \frac{[Cu]\,[Zn^{+2}]}{[Cu^{+2}]\,[Zn]}$$

$$E^{o} = 1.1 - \frac{0.0592}{2} \times \text{لو}\ \frac{0.1\times1}{1\times0.01}$$

$$E = 1.1 - \frac{0.0592}{2} \times \text{لو}\ 10$$

$$E = 1.1 - \frac{0.0592}{2} \times \text{لو}\ 1$$

$$E_{\text{خلية}} = 1.1 - 0.0296 = 1.0704\ \text{فل}$$

علاقة جهد الخلية بثابت الاتزان والطاقة الحرة:

عند الوصول إلى حالة الاتزان يكون جهد الخلية مساوي لصفر وتكتب معادلة نرنست على النحو الآتي:

$$E_o \text{ خلية} = \frac{0.0592}{\text{ع}} \text{ لو } \frac{[\text{ نواتج }]}{[\text{ متفاعلات }]}$$

أمّا علاقة الطاقة الحرة بجهد الخلية فيمكن كتابتها على النحو الآتي :

$$\Delta G = - \text{ع فر } E$$

وفي الظروف القياسية تكتب على النحو الآتي:

$$\Delta G^o = - \text{ع فر } E^o$$

مثال (4- 9)

احسب ΔG ,E ,E° للخلية الآتية: $Mg/ Mg^{+2}(0.05M)// Sn^{+2}(0.04M)/Sn$

إذا علمت أنّ جهود الاختزال القياسية للمغنيسيوم Mg (-2.37)فل و القصدير Sn (-0.14) فل ؟

الحل

عند الأنود: تفاعل تأكسد $Mg - 2e^- \longrightarrow Mg^{+2}$

عند الكاثود: تفاعل الاختزال $Sn^{+2} + 2e^- \longrightarrow Sn$

التفاعل العام للخلية $Mg + Sn^{+2} \longrightarrow Mg^{+2} + Sn$

E^o للخلية= E^o تأكسد + E^o اختزال

$= 2.37 + (-0.14)$

$= + 2.23$ فل

$$E \text{ خلية} = E^o \text{ خلية} - \frac{0.0592}{\text{ع}} \text{ لو } \frac{[Sn]\,[Mg^{+2}]}{[Sn^{+2}]\,[Mg]}$$

$$E \text{ خلية} = 2.23 \text{ فل} - \frac{0.0592}{2} \text{ لو } \frac{[1]\,[0.05]}{[0.04]\,[1]}$$

E خلية $= + 2.20$ فل

$\Delta G = -$ ع فر E

$\Delta G = - 2 \times 96500 \times 2.20$

$\Delta G = - 424600$ جول/مول

نشاط

ما الجهد القياسي للخلية الآتية عند 25 مْ $(Zn / Zn^{+2} \;//\; Cu^{+2}/ Cu)$ إذا علمت أنّ جهود الاختزال القياسية لـ $Cu^{+2} = 0.34$ فل و لـ $Zn^{+2} = - 0.76$ فل .

الدرس السابع
النضـائد (البطـاريات)

الأهداف

1-أن يقسم الخلايا الفولتائية (النضائد أو البطاريات).
2- أن يعطي أمثلة على البطاريات الأولية و النضائد (البطاريات) الثانوية.
3- أن يعلل سبب كون بعض النضائد (البطاريات) يمكن إعادة شحنها ولا يمكن إعادة شحن البعض الآخر.

عرف الإنسان منذ القدم صناعة واستعمال الخلايا الفولتائية، فقد أظهرت التنقيبات الآثارية أنّ سكان وادي الرافدين هم أول من استخدمها، كما و تبين التنقيبات أنّ المسلمين في العهد العباسي وصفوا واستعملوا هذه الخلايا واستعملوها في عمليات الطلاء (طلاء المعادن الرخيصة بمعادن نفيسه).
وتقسم الخلايا الفولتائية إلى نوعين :

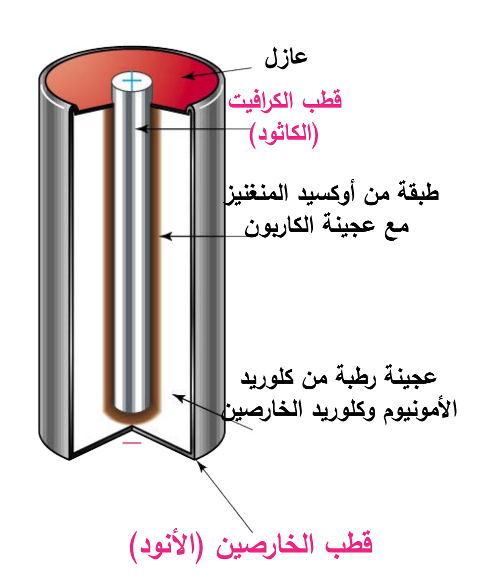
1- النضائد (البطاريات) الأولية: التي لا يمكن إعادة شحنها .
2- النضائد (البطاريات) الثانوية: وهي التي تتميز بأنّ تفاعلاتها انعكاسية لذلك يمكن إعادة شحنها .

النضائد (البطاريات) الأولية: من أمثلتها:

أ- الخلية الجافة (العمود الجاف)

تتكون الخلية الجافة من:

1- قطب الأنود يكون على الشكل إناء من الخارصين.
2- قطب الكاثود عبارة عن قضيب من الكرافيت.
3- أما وسط الخلية فهو عجينة من كلوريد الخارصين($ZnCl_2$) وكلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) وثنائي أوكسيد المنغنيز (MnO_2) كمادة مؤكسدة مع قليل من الماء.



الشكل 4-6
الخلية الجافة

ميزات وتفاعلات الخلية:

تتميز الخلية الجافة بأنّها صغيرة الحجم، جهدها ثابت، تعمل في وسط قاعدي، وتستعمل في الأجهزة الدقيقة .

عند الأنود	$Zn - 2e \longrightarrow Zn^{+2}$
عند الكاثود	$2MnO_2 + Zn^{+2} + 2e \longrightarrow ZnMn_2O_4$
	$Zn + 2MnO_2 \longrightarrow ZnMn_2O_4$

تتميز هذه الخلايا بأنّها شائعة الاستخدام وتعطي جهد مقداره 1.48فولت.

ب – الخلية الزئبقية تتكون الخليةالزئبقية من:

1- الأنود من الخارصين
2- الكاثود أوكسيد الزئبق الثنائي (HgO)
3- الوسط الإلكتروليتي عبارة عن عجينة رطبة من هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH)
4- يفصل بين القطبين غشاء مسامي .

قطب الخارصين (الأنود)
الكاثود HgO
عازل
إلكتروليت (عجينة من هيدروكسيد البوتاسيوم)
عجينة Ag_2O
غشاء فصل أنتقائي

الشكل 4-7
خلية زئبقية

ميزات وتفاعلات الخلية:

عند الأنود	$Zn + 2OH^- - 2e^- \longrightarrow ZnO + H_2O$
عند الكاثود	$HgO + H_2O + 2e^- \longrightarrow Hg + 2OH$
التفاعل العام	$Zn + HgO \longrightarrow ZnO + Hg$

تتميز الخلية الزئبقية بأنّها صغيرة الحجم، جهدها ثابت، تعمل في وسط قاعدي، وتستعمل في الأجهزة الدقيقة .

النضائد (البطاريات) الثانوية: من أمثلتها:

أ- بطارية الخزن الررصاصية:

مكونات هذه الخلية

1- الأنود شبكة من الرصاص الأسفنجي
2- الكاثود شبكة من ثنائي أوكسيد الرصاص(PbO_2)
3- المحلول الإلكتروليتي حامض الكبريتيك بتركيز معين.

قطب الرصاص الأنود Pd
أوكسيد الرصاص PdO_2(الكاثود)
محلول H_2SO_4

الشكل 4-8
بطارية الخزن الرصاصية

ميزات وتفاعلات الخلية:

عند الأنود $Pb + HSO_4^- - 2e \longrightarrow PbSO_4 + H^+$

عند الكاثود $PbO_2 + HSO_4^- + 3H^+ + 2e \longrightarrow PbSO_4 + 2H_2O$

التفاعل العام: $Pb + PbO_2 + 2HSO_4^- + 2H^+ \longrightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$

من مميزات هذا النوع من الخلايا أو البطاريات بأنّ لها القدرة على إنتاج أكثر من(2) فل ويمكن إعادة شحنها وتستخدم في السيارات.

ب- خلية النيكل - كادميوم: تتكون الخلية من :

1- الأنود من الكادميوم

2- الكاثود أوكسيد النيكل- NiO_2

ميزات وتفاعلات الخلية:

عند الأنود $Cd + 2OH^- - 2e \longrightarrow Cd(OH)_2$

عند الكاثود $NiO_2 + 2H_2O + 2e \longrightarrow Ni(OH)_2 + 2OH^-$

التفاعل العام: $Cd + NiO_2 + 2H_2O \longrightarrow Cd(OH)_2 + Ni(OH)_2$

تتميز خلية النيكل كادميوم بأنّ وسطها الإلكتروليتي وسط قاعدي، جهدها ثابت1.4V، ويمكن إعادة شحنها، مدة حياتها أطول من الخلية الرصاصية ولذا فهي غالية الثمن.

نشاط

هناك خليه تسمى خلية الوقود استخدمها رواد الفضاء في مركبة الفضاء ابحث عن تفاصيل هذه الخلية أقطابها، مميزاتها، كيفية الحصول على الماء منها؟

بعض العلاقات الرياضية المستخدمة

فر = (ت × ن (ثا)) / 96500 — $Q = \dfrac{I \times t(s)}{96500}$

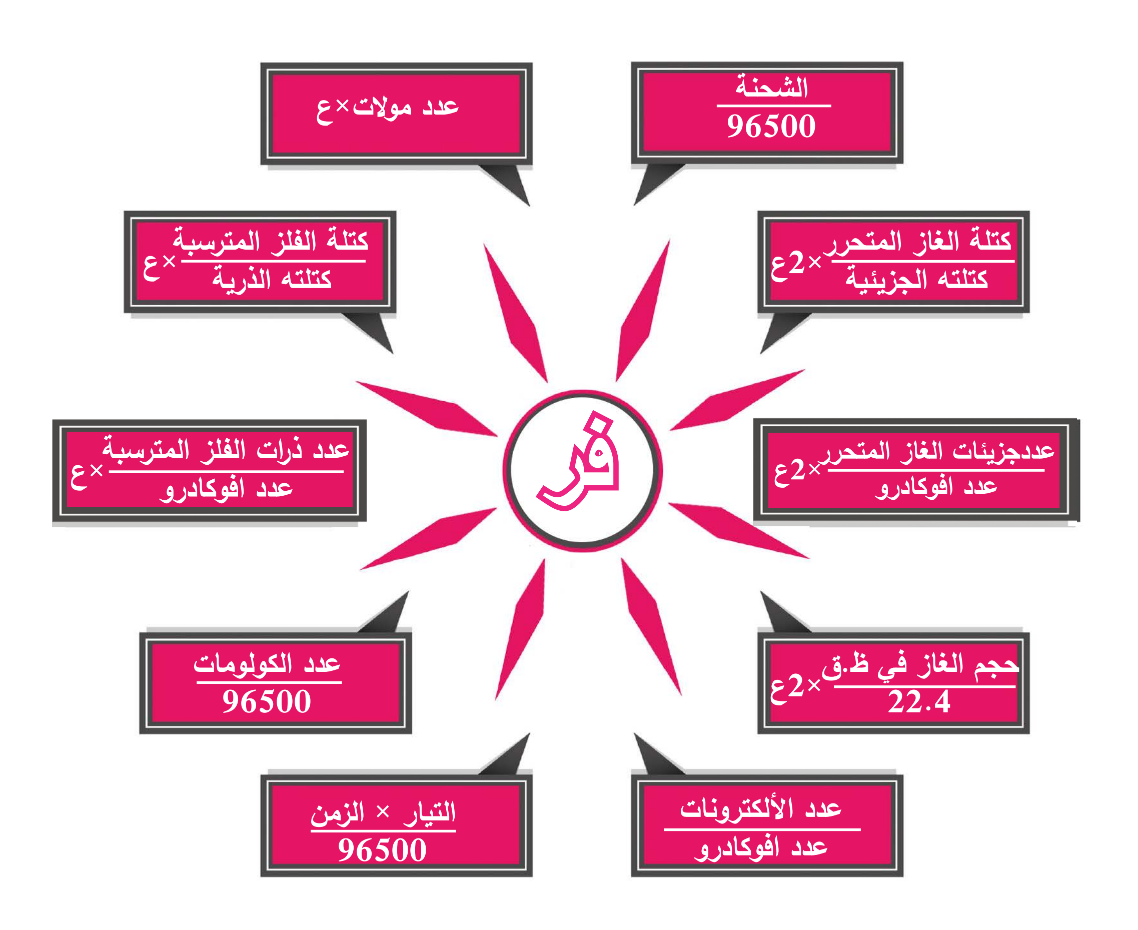
فر = (كتلة الفلز المترسب / الكتلة الذرية للفلز) × ع — $Q = \dfrac{m}{M} \times e^-$

فر = (حجم الغاز في (ظ.ق) / 22.4) × 2 ع — $Q = \dfrac{v(stp)}{22.4} \times 2e^-$

E خلية = E° تأكسد + E° اختزال — $E^o_{cell} = E^o_{Anod} + E^o_{cathodanod}$

E خلية = E° خلية − (0.0592 / ع) لو (نواتج) / (متفاعلات) — $E_{cell} = E^o_{cell} - \dfrac{0.0592}{e-} \log \dfrac{(P)}{(R)}$

مخطط يوضح قوانين فراداي



الدرس الثامن



س1 /ما المقصود بكل مما يأتي:
الخلية الإلكتروليتية – الفراداي – عملية التأكسد – التفاعلات الكهروكيميائية – قطب الهيدروجين القياسي .

س2 /ما المقصود بالجسر الملحي، وما أهميته في الخلية الكلفانية.

س3 /بين أي التفاعلات الآتية هي تفاعلات كهروكيميائية (تفاعل أكسدة – اختزال) مبيناً العامل المؤكسد والعامل المختزل فيها

1– $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

2– $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$

3– $2CuO + S \longrightarrow Cu_2O + SO_2$

4– $AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl + NaNo_3$

5– $2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$

6– $2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2$

س4 /مُرِّر تيار كهربائي شدته (5) أمبير في خلية إلكتروليتية تحتوي على منصهر كلوريد الصوديوم، احسب :
1– الزمن اللازم لترسيب (46) غم من الصوديوم على الكاثود .
2– حجم غاز الكاثود المتحرر عند الأنود في ظ . ق علماً أنّ الكتلة الذرية للصوديوم (Na) 23 غم/مول

س5 /مُرِّر تيار كهربائي شدته (19.3) أمبير لمدة (10) دقائق في محلول نترات الفضة فكانت الكتلة المترسبة(12.96) غم احسب الكتلة الذرية للفضة.

س6 /مُرِّر تيار كهربائي شدته (10) أمبير في محلول يحتوي على أيونات Ni^{+2} لمدة (16) دقيقة و 5 ثوانٍ احسب :
1–عدد الفراداي للمحلول
2– كتلة النيكل المترسب على الكاثود علماً أن الكتلة الذرية للنيكل (Ni) 58.7 غم/مول

س7 /علل ما يأتي
1– استخدام البلاتين الأسود في صنع قطب الهيدروجين .
2– لا يمكن قياس جهد قطب لوحده .
3– يجب أن تكون المادة المراد طلائها كاثود الخلية.
4– يمكن إعادة شحن البطاريات الثأنوية .

س8 /خلية كلفانية عند 25 مْ أحد قطبيها من النحاس القياسي والقطب الآخر هو الهيدروجين مغمور في محلول HCl بتركيز 0.5 مولاري وبضغط 1جو . احسب جهد الخلية علماً أنّ جهد اختزال Cu^{+2}= 0.34 فل ثم عبِّر عنها كتابةً.

س9 /خلية قياسية تفاعلها العام $Cd + Cl_2 \longrightarrow 2Cl^- + Cd^{+2}$ احسب جهد الخلية القياسي إذا علمت أنّ جهود الاختزال القياسية لـ Cd^{+2}= 0.4 − فل وجهد اختزال Cl_2= 1.36 فل، ثم عبر عنها كتابةً.

س10 /أُريد من أحد الطلبة كتابة تفاعل لخلية فولتائية أقطابها مكونة من الكوبلت والكلور القياسين فكتبها على النحو الآتي
($Co^{+2} + 2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + Co$) هل كان تعبير الطالب صحيحاً أو خاطئاً في كتابة التفاعل؟ ولماذا؟ علماً بأنّ جهود الاختزال القياسية لـ Co^{+2}= −0.28 و لـ Cl_2 = 1.36 .

س11 /يحضر الألمنيوم بطريقة هول للتحليل الكهربائي لمنصهر البوكسايت كما في المعادلة $2Al_2O_3 \longrightarrow 4Al + 3O_2$ اكتب معادلة كل قطب على حدة ثم بين العامل المؤكسد والعامل المختزل في هذه الخلية.

س12 /قارن بين الخلية الرصاصية والخلية الزئبقية من حيث: العمل والتركيب والأهمية.

س13 /ما عدد جزيئات الغاز المتحرر من محلول $CuSO_4$ تركيزه 1 مولاري عند إمرار تيار شدته 11 أمبير لمدة 16 دقيقة و 5 ثوان خلال أقطاب من الكرافيت، وما مقدار وزن و عدد ذرات المادة المترسبة خلال نصف الفترة الزمنية؟ إذا علمت أنّ الكتلة الذرية للنحاس = 63.5 غم/مول.

س14 /أُريد اختزال Ag^{+1} فأيّهما تفضل Zn أم Cu، وأُريد أكسدة Cu فأيّهما تفضل Zn^{+2} أم Ag^{+1} ؟، علماً أنّ جهود الاختزال القياسية هي:

Ag^{+1}= +0.80 فل، Zn^{+2}= − 0.76 فل، Cu^{+2} = +0.34 فل.

العناصر		رمز العنصر	عدد الذري	الكتلته الذرية
Actinium	أكتينيوم	Ac	89	(227)
Aluminium	ألمنيوم	Al	13	27.9815
Americium	أميريسيوم	Am	95	(243)
Antimony	أنتيموني	Sb	51	121.75
Argon	آركون	Ar	18	39.948
Arsenic	أرسين	As	33	74.9216
Astatine	أستاتين	At	85	(210)
Barium	باريوم	Ba	65	137.34
Berkelium	بركيليوم	Bk	97	(247)
Beryllium	بريليوم	Be	4	9.0122
Bismuth	بزموث	Bi	83	208.981
Boron	بورون	B	5	10.811
Bromine	بروم	Br	35	79.909
Cadmium	كادميوم	Cd	48	112.40
Calcium	كالسيوم	Ca	20	40.08
Californium	كاليفورنيوم	Cf	98	(249)
Carbon	كاربون	C	6	12.01115
Cerium	سيريوم	Ce	58	140.12
Cesium	سيزيوم	Cs	55	132.905
Chlorine	كلور	Cl	17	35.453
Chromium	كروميوم	Cr	24	52.000
Cobalt	كوبالت	Co	27	58.9332
Copper	نحاس	Cu	29	63.54
Curium	كوريوم	Cm	96	(247)
Dysprosium	ديسبروزيوم	Dy	66	162.50
Einsteinium	إينشتأنيوم	Es	99	(254)

Erbium	إربيوم	Er	68	167.26
Europium	يوربيوم	Eu	63	152.00
Fermium	فيرميوم	Em	100	(253)
Fluorine	فلور	F	9	18.9984
Francium	فرأنسيوم	Fr	87	223
Gadolinium	كادولينيوم	Gd	64	157.25
Gallium	كاليوم	Ga	31	69.72
Germanium	جرمأنيوم	Ge	32	72.59
Gold	ذهب	Au	79	197.00
Hafnium	هافأنيوم	Hf	72	178.49
Hahnium	هاهنيوم	Ha	105	(260)
Hassium	هاسيوم	Hs	108	(265)
Helium	هيليوم	He	2	4.0026
Holmium	هولميوم	Ho	67	164.930
Hydrogen	هيدروجين	H	1	1.00797
Indium	إنديوم	In	49	114.82
Iodine	يود	I	53	126.9044
Iridium	أريديوم	Ir	77	192.2
Iron	حديد	Fe	26	55.847
Krypton	كريبتون	Kr	26	83.80
Lanthanum	لنثأنيوم	La	57	138.91
Lawrencium	لورينسيوم	Lr	103	(257)
Lead	رصاص	Pb	82	207.2
Luthium	ليثيوم	Li	3	6.939
Lutetium	لوتيتيوم	Lu	71	174.97
Magnesium	مغنيسيوم	Mg	12	24.312
Manganese	منغنيز	Mn	25	54.94
Mendelevium	مندليفيوم	Md	101	(256)

Meitnerium	ميتنيريوم	Mt	109	(266)
Mercury	زئبق	Hg	80	200.59
Molybdenum	موليبديوم	Mo	42	95.94
Neodymium	نيوديميوم	Nd	60	144.24
Neon	نيون	Ne	10	20.183
Neptunium	نبتونيوم	Np	93	(237)
Nickel	نيكل	Ni	28	58.70
Nielsbohrium	نيلسبوهريوم	Ns	107	(262)
Niobium	نايوبيوم	Nb	41	92.906
Nitrogen	نتروجين	N	7	14.0067
Nobelium	نوبيليوم	No	102	(253)
Osmium	أوسميوم	Os	76	190.2
Oxygen	أوكسجين	O	8	16
Palladium	بلاديوم	Pd	46	106.4
Phosphorus	فسفور	P	15	30.9738
Platinum	بلاتين	Pt	78	195.09
Plutonium	بلوتونيوم	Pu	94	(242)
Polonium	بولونيوم	Po	84	(210)
Potassium	بوتاسيوم	K	19	39.102
Praseodymium	براسيوديميوم	Pr	59	140.907
Promethium	بروميثيوم	Pm	61	(145)
Protactinium	بروتكتينيوم	Pa	91	(231)
Radium	راديوم	Ra	88	(226)
Radon	رادون	Rn	86	(222)
Rhenium	رينيوم	Re	75	186.2
Rhodium	روديوم	Rh	45	102.905
Rubidium	ربيديوم	Rb	37	85.47
Ruthenium	روثينيوم	Ru	44	101.07

Rutherfordium	رذرفورديوم	Rf	104	(257)
Samarium	سماريوم	Sm	26	150.35
Scandium	سكانديوم	Sc	21	44.956
Seaborgium	سيبوركيوم	Sg	106	(263)
Selenium	سيلينيوم	Se	34	78.960
Silicon	سيليكون	Si	14	28.086
Silver	فضة	Ag	47	107.870
Sodium	صوديوم	Na	11	22.9898
Strontium	سنترونتيوم	Sr	38	78.62
Sulfur	كبريت	S	16	32.064
Tantalum	تأنتاليوم	Ta	73	180.948
Technetium	تيكنيتيوم	Tc	43	(99)
Tellurium	تلوريوم	Te	52	127.60
Terbium	تريبيوم	Tb	65	158.924
Thallium	ثاليوم	Tl	81	204.37
Thorium	ثوريوم	Th	90	232.038
Thulium	توليوم	Tm	69	168.934
Tin	قصدير	Sn	50	118.69
Titanium	تيتأنيوم	Ti	22	47.90
Tungsten	تنكستين	W	74	183.85
Uranium	يورأنيوم	U	92	238.03
Vanadium	فناديوم	V	23	50.942
Xenon	زينون	Xe	54	131.30
Ytterbium	يتربيوم	Yb	70	173.04
Ytterium	يتيريوم	Y	39	88.905
Zinc	خارصين	Zn	30	65.36
Zirconium	زركونيوم	Zr	40	91.22



تمت بحمد الله